TRAITÉ
DE CHIMIE.

TOME I[er].

TRAITÉ DE CHIMIE ÉLÉMENTAIRE, THÉORIQUE ET PRATIQUE;

PAR L.-J. THENARD,

De l'Académie royale des Sciences de l'Institut de France; Professeur de Chimie au Collége de France, à l'Ecole Polytechnique et à la Faculté des Sciences de l'Académie de Paris; Membre du Conseil de perfectionnement du Conservatoire des Arts et Métiers, du Comité consultatif du Ministère de l'intérieur, de la Société philomatique, de la Société de la Faculté de Médecine de Paris, de la Légion-d'Honneur; correspondant des Académies de Berlin, de Madrid, de Naples, de Munich, d'Erfurt, etc.

TROISIÈME ÉDITION,

REVUE ET CORRIGÉE.

TOME PREMIER.



À PARIS,

CHEZ CROCHARD, LIBRAIRE, CLOÎTRE ST.-BENOÎT, Nº 16.

1821.

DE L'IMPRIMERIE DE FEUGUERAY,
rue du Cloître Saint-Benoît, n° 4.



A MON AMI

GAY-LUSSAC,

MEMBRE DE L'ACADÉMIE ROYALE DES SCIENCES
DE L'INSTITUT DE FRANCE,

PROFESSEUR DE CHIMIE A L'ÉCOLE ROYALE
POLYTECHNIQUE,

PROFESSEUR DE PHYSIQUE A LA FACULTÉ DES SCIENCES
DE L'ACADÉMIE DE PARIS, etc., etc., etc.

PRÉFACE.

CETTE édition, pour laquelle j'ai fait tous les changemens et toutes les additions qu'exigeaient les découvertes qui se sont succédées rapidement depuis la publication de l'édition précédente, se compose de quatre volumes in-8°. Dans les deux premiers, je traite de tout ce qui est relatif aux corps inorganiques; dans le troisième, de tout ce qui concerne les corps organiques; et dans le quatrième, de l'analyse chimique, ou des moyens généraux par lesquels on parvient à séparer les principes constituans des corps et à en déterminer la proportion : celui-ci renferme, en outre, toutes les planches de l'ouvrage, la description des ustensiles que l'on doit se procurer dans un laboratoire de chimie, la manière de s'en servir, et l'indication de leurs usages.

L'oxigène étant le corps simple le plus généralement répandu et le seul qui ait une grande influence sur presque tous les résultats chimiques, j'ai continué de le considérer à part, et d'appeler *corps combustible* chacun des élémens avec lesquels il est capable de s'unir. Ce nom est donc le même que celui de *corps oxidable* ou *oxigénable*.

D'ailleurs, la méthode que j'ai constamment suivie consiste à procéder du simple au composé, du connu à l'inconnu, à réunir dans un même groupe tous les corps analogues, et à les étudier d'abord d'une manière générale et ensuite d'une manière particulière : on la trouvera exposée 1er vol., p. 34. L'avantage de cette méthode, employée par les naturalistes, se fera sentir surtout dans l'étude des métaux et des composés dont ils font partie. En effet, il est possible de faire de ces sortes de corps une

étude générale si précise, qu'on soit presque dispensé de les étudier en particulier. Pour s'en convaincre, il suffira de lire les chapitres consacrés à l'histoire des sels ou des métaux, ou bien encore des phosphures, des sulfures, des oxides métalliques.

En considérant ainsi les phénomènes, l'on évite nécessairement de fréquentes répétitions : aussi ai-je renfermé dans les trois premiers volumes ce qui, par les méthodes adoptées jusqu'ici dans les ouvrages de chimie, aurait fait la matière d'un bien plus grand nombre.

Cependant il me semble avoir exposé à-peu-près tous les faits qui sont connus, et n'avoir parlé d'aucun sans en donner l'explication, et sans dire comment on peut le constater ; j'ai même été quelquefois minutieux dans la description des expériences, parce que j'ai voulu mettre le lecteur dans le cas de les répéter toutes.

J'ai puisé dans un grand nombre de sources, que j'indiquerai à mesure que l'occasion s'en présentera ; je me contenterai de dire actuellement que l'ouvrage de M. Thomson m'a été fort utile pour la partie historique, et que j'ai tiré du Traité de Minéralogie de M. Brongniart la majeure partie de ce que je rapporte sur l'état naturel des matières minérales.

Malgré les soins que j'ai pris pour éviter toutes espèces d'erreurs, j'en aurai commis sans doute quelques-unes : je saurai beaucoup de gré à ceux qui voudront bien me les faire connaître.

ERRATA.

Le lecteur est prié de faire les corrections suivantes :

Page 23, en note : 8,004 ; *lisez,* 8,009.
Page 116, ligne 16 : ou — 11 + 1 ; *lisez,* ou — 1, + 1.
— 127 — 5 : par l'imprégner ; *lisez*, par les imprégner.
— 152 — 13 : l'est-il ; *lisez*, s'est-il.
— 173 — 30 : 4^{fois},25 du volume ; *lisez*, 4^{fois},25 le volume.
— 202 — dernière : T. IX, pag. 160 ; *lisez*, *Ann. de Chim. et de Phys.* T. IX, pag. 160.
— 210 — 32 : kilogramme ; *lisez,* hectogramme.
— 297 — 10 : des huit corps comb. ; *lisez*, des neuf corps comb.
— 445 — dernière de la note : 56,54 ; *lisez*, 56,54 de soufre.
— 446 — 24 : sulfure du zinc ; *lisez*, sulfure de zinc.
— 520 — 2 de la note : pour l'allier à l'argent ; *lizez*, pour allier le cuivre à l'argent.
— 586 — dernière : viole ; *lisez*, violet.
— 680 — 4 : le sel ; *lisez*, ce sel.

TABLE

DES MATIÈRES CONTENUES DANS CE VOLUME.

FIN DE LA TABLE DU PREMIER VOLUME.

TRAITÉ
DE CHIMIE
ÉLÉMENTAIRE,
THÉORIQUE ET PRATIQUE.

PREMIÈRE PARTIE.

CORPS INORGANIQUES.

LIVRE PREMIER.

Notions sur la nature des Corps, sur la force qui unit leurs parties constituantes et sur les lois d'après lesquelles ces parties se combinent.

1. Il existe un petit nombre de corps dont on ne peut retirer qu'une sorte de matière. Il en existe, au contraire, un grand nombre dont on peut retirer plusieurs matières de nature différente.

Les premiers sont appelés *corps simples*, et les seconds *corps composés*. Le fer est un corps simple ou un élément, parce que, de quelque manière qu'il soit traité, on n'en

retire que du fer ; le marbre est un corps composé, parce qu'on peut en retirer de la chaux, du charbon et un air particulier.

Les anciens ont cru qu'il n'y avait que quatre élémens, le feu, l'eau, l'air et la terre. Cette opinion, émise pour la première fois par Aristote, et professée pendant si long-temps, n'est plus soutenue que par ceux qui n'ont fait aucune étude des sciences. D'une part, il est démontré que l'air, l'eau et la terre sont de véritables composés ; et de l'autre, il paraît que les élémens ne sont pas en si petit nombre qu'on se l'était imaginé d'abord : les chimistes en reconnaissent aujourd'hui cinquante-deux (*a*) ; mais comme il est possible qu'il en soit un jour de ceux-ci comme des élémens admis anciennement, et qu'il est probable qu'on en découvrira de nouveaux parmi les corps qui n'ont point encore été examinés, il est évident qu'on ne sera jamais certain de connaître le nombre des élémens réels. Quoi qu'il en soit, ce sont les cinquante-deux corps considérés actuellement comme élémentaires qui, seuls ou combinés deux à deux, trois à trois, etc., seront censés constituer pour nous tous les corps de la nature.

2. On dit que deux ou un plus grand nombre de corps se combinent lorsqu'ils agissent les uns sur les autres, de manière à n'en plus former qu'un seul dont toutes les parties, même les plus ténues, contiennent une certaine quantité de chacun d'entre eux. C'est ainsi qu'en faisant fondre dans un creuset 80 parties de plomb et 20 parties de soufre, on obtient un composé dans les plus petits fragmens duquel on trouve du plomb et du soufre. C'est encore ainsi qu'en faisant fondre du sel dans l'eau, il en résulte une liqueur dont toutes les gouttes sont salées.

(*a*) L'on ne comprend point dans ce nombre les quatre fluides impondérables, et l'on y comprend, au contraire, le radical présumé de l'acide fluorique.

3. Lorsque deux corps se combinent, on n'aperçoit pas, même avec le microscope, les parties entre lesquelles la combinaison a lieu, tant elles sont ténues ; il en résulte de nouvelles parties moins petites que les précédentes, puisqu'elles sont composées, mais assez petites encore pour n'être pas sensibles à la vue.

Quelquefois ces nouvelles parties restent isolées après leur formation, et sont toujours invisibles comme l'air ; le plus souvent elles se réunissent et forment un seul corps qui paraît à l'état liquide ou solide. Dans tous les cas, nous les désignerons sous le nom générique de *molécules*. Nous désignerons également sous ce nom les parties qui les constituent. Nous appellerons celles-ci *molécules constituantes*, et les autres, *molécules intégrantes*.

Les molécules intégrantes sont donc toutes de la même nature que le corps auquel elles appartiennent ; ce sont, à proprement parler, les particules de ce corps : aussi leur donne-t-on souvent ce nom. Les molécules constituantes sont, au contraire, de nature différente ; il en existe autant de sortes dans un composé qu'il contient de corps différens ; elles se combinent une à une ou deux à une, etc., enfin toujours en petit nombre, comme nous le verrons par la suite, pour constituer des molécules intégrantes. Tous les corps composés contiennent ces deux sortes de molécules, tandis que les corps simples n'en peuvent contenir qu'une sorte ; car, dans ce dernier genre de corps, les molécules constituantes et intégrantes sont nécessairement les mêmes.

Etant donnés deux corps simples, représentons chaque molécule du premier par c, et chaque molécule du second par d ; supposons que, dans la combinaison de ces deux corps, une molécule de l'un s'unisse avec une molécule de l'autre : qu'en résultera-t-il ? que chaque molécule intégrante du composé sera formée d'une molécule c, plus

d'une molécule *d;* que le nombre des molécules constituantes *c*, *d*, étant infini, puisqu'elles sont invisibles, il en sera de même de celui des molécules intégrantes; enfin que ces dernières molécules, en se plaçant à une certaine distance les unes des autres, donneront lieu à un nouveau corps qui sera ou gazeux, ou liquide, ou solide.

4. Tous les corps ne se combinent pas les uns avec les autres, parce que différentes causes dont nous parlerons bientôt s'y opposent; mais tous tendent à se combiner. Nous ne pouvons expliquer cette tendance générale à la combinaison qu'en admettant l'existence d'une force inhérente aux molécules de la matière. Cette force, quelle qu'en soit la cause, car nous l'ignorons absolument, a été appelée *attraction moléculaire;* elle n'a lieu qu'à des distances inappréciables, ou près du point de contact : en effet, si la distance qui sépare deux corps est mesurable, si l'œil peut la saisir, leurs molécules ne s'attireront point; mais s'ils se touchent, ou s'ils sont dans un contact apparent, elles pourront s'attirer et s'unir. Cette attraction paraît donc être bien différente de l'attraction planétaire, puisque celle-ci s'exerce entre les masses et à des distances considérables, et qu'elle agit toujours en raison directe des masses et en raison inverse du carré des distances.

5. L'attraction moléculaire prend différens noms, selon qu'elle a lieu entre des molécules de même nature, ou des molécules de nature différente : elle s'appelle *cohésion* dans le premier cas, et *affinité* dans le second. Examinons les phénomènes qui dérivent de ces deux forces.

DE LA COHÉSION.

6. La cohésion étant la force qui unit les molécules de même nature, c'est-à-dire, les molécules intégrantes ou les particules d'un corps, doit être en proportion directe avec l'effort nécessaire pour désunir ces molécules ou

particules ; il suit de là qu'elle est insensible dans l'air ou les fluides aériformes, qu'elle est très-faible dans les liquides, et plus ou moins grande dans les solides.

7. La cohésion qui existe entre les particules respectives de deux corps que l'on veut combiner est toujours un obstacle à leur combinaison : si donc cette cohésion est plus grande que leur affinité, la combinaison ne pourra avoir lieu. Voilà pourquoi les corps à l'état solide ne se combinent point ensemble, ou du moins ne se combinent que très-rarement. Prenons pour exemple le plomb et le soufre, et, pour plus de clarté, représentons la cohésion et l'affinité par des nombres. Supposons que la cohésion qui unit les particules du soufre soit égale à 7, ainsi que celle qui unit les particules du plomb, et que l'affinité des particules du soufre pour celles du plomb ne soit égale qu'à 6; il est évident que dans ce cas la combinaison n'aura pas lieu, puisque la cohésion des deux corps qui doivent s'unir l'emporte sur leur affinité. Mais vient-on à fondre ces deux corps, ils se combinent à l'instant même : c'est qu'alors leur cohésion devient pour ainsi dire nulle, tandis que leur affinité réciproque est encore très-sensible, ce qui prouve que la première de ces forces décroît dans un rapport beaucoup plus grand que la seconde.

Si la cohésion qui existe entre les particules respectives de deux corps que l'on veut combiner est un obstacle à leur combinaison, on remarque, au contraire, que la cohésion des molécules intégrantes du composé auquel ils doivent donner lieu favorise la formation de ce composé : c'est ce qu'on verra particulièrement en traitant des sels (721 et 721 *bis*).

8. Lorsqu'on diminue d'une manière quelconque la cohésion d'un corps solide, au point de le rendre liquide ou gazeux, et qu'ensuite on fait disparaître la cause de ce changement, le corps revient à son premier état, et ses mo-

lécules se disposent de telle manière qu'elles donnent naissance à un solide régulier qu'on appelle *cristal*. Par conséquent, toutes les fois qu'un corps passera de l'état gazeux ou liquide à l'état solide, il cristallisera. Si ce passage était trop rapide, la cristallisation serait confuse, ou les formes qu'affecterait le solide ne seraient pas régulières. Il se pourrait même faire qu'il n'en résultât qu'une masse, au milieu de laquelle on distinguerait à peine quelques rudimens de cristaux. C'est un phénomène de ce genre qui a lieu lorsqu'en mêlant ensemble deux portions d'eau tenant en dissolution, l'une un corps *A* et l'autre un corps *B*, il se forme un composé *A B* insoluble dans l'eau, ou dont les particules ont plus de cohésion entre elles que d'affinité pour ce liquide. Alors ce composé apparaît sous forme de poudre ou de flocons, et se dépose ou se précipite, en général, au fond du vase dans lequel on opère : de là l'expression de *précipité*, que nous emploierons pour désigner un corps solide séparé tout-à-coup d'un liquide

9. Les agens que nous employons ordinairement pour faire cristalliser les corps sont l'eau et le feu, et quelquefois l'esprit-de-vin.

Il y a deux manières de faire cristalliser les corps par l'eau : tantôt on les dissout dans ce liquide à l'aide de la chaleur, et on laisse refroidir la dissolution; tantôt on abandonne la dissolution refroidie à une évaporation spontanée. Dans le premier cas, la cristallisation a lieu parce que l'eau a la propriété de dissoudre une plus grande quantité du corps à chaud qu'à froid, et qu'on en dissout une quantité telle, qu'une portion s'en dépose nécessairement par le refroidissement. Dans le second cas, elle est due à ce que l'eau se vaporisant, il arrive bientôt une époque à laquelle le corps qu'elle contient ne peut plus être tout entier dissous (706). Les corps, en cristallisant au milieu

de l'eau, en retiennent presque toujours une portion plus ou moins grande, qu'on appelle ordinairement *eau de cristallisation*.

Il y a également deux manières de faire cristalliser les corps par le feu : l'une consiste à les exposer à l'action du feu jusqu'à ce qu'ils soient fondus, à les laisser refroidir tranquillement jusqu'à ce qu'il se soit formé une croûte à leur surface, à percer cette croûte, et à décanter leurs parties intérieures, qui, à cette époque, sont encore liquides : on obtient, par ce moyen, toutes les parties extérieures, sous forme d'une couche solide et cristalline. Cette couche se moule dans le vase où l'on opère ; de sorte que, si l'on se sert d'un creuset, ce qui arrive le plus souvent, il en résulte une sorte de géode ou cavité remplie de cristaux : c'est ce que nous offrent à un degré remarquable le soufre et le bismuth.

L'autre manière consiste à réduire les corps en vapeurs et à les condenser peu à peu. Cette méthode n'est pas souvent pratiquée, parce qu'il y a peu de solides volatils. L'arsenic peut être cité comme exemple : mettez 40 à 50 grammes d'arsenic dans une cornue de grès ; bouchez-en le col avec un bouchon percé d'un petit trou ; exposez la panse de cette cornue à l'action d'un feu capable d'en faire rougir la partie inférieure, pendant demi-heure ; laissez-la refroidir ensuite, et cassez-la, vous trouverez tout l'arsenic dans le col, sous forme de cristaux extrêmement brillans.

Quant à la cristallisation par l'alcool, elle se fait toujours en opérant la dissolution du corps à l'aide de la chaleur, et laissant refroidir cette dissolution ; procédé qui est entièrement semblable à celui que nous avons indiqué d'abord.

10. On sait depuis long-temps que les corps peuvent prendre, par la cristallisation, des formes très-variées, et que les cristaux sont formés de lames superposées qu'il est pos-

sible de séparer les unes des autres mécaniquement. Mais ce que nous ne savons que depuis les recherches de Bergmann, et surtout de M. Haüy, c'est que le même corps prend souvent des formes diverses, qui toutes peuvent être ramenées à la même par une division mécanique. Nous citerons pour exemple le minéral que les minéralogistes appellent *chaux carbonatée* : tantôt il affecte la forme d'un prisme hexaèdre régulier; tantôt celle d'un rhomboïde; quelquefois celle d'un dodécaèdre terminé par douze triangles scalènes; d'autres fois, celle d'un dodécaèdre dont les faces sont des pentagones. Prenez l'un de ces cristaux, le dodécaèdre à douze triangles scalènes (pl. XIV, fig. 1); faites passer successivement un plan ou une lame d'acier à travers le cristal par les deux arêtes *AB* et *BC*, *CD* et *DE*, *EF* et *FA*, *BC* et *CD*, *DE* et *EF*, *FA* et *AB*; vous enlèverez à chaque section une portion du cristal, et vous le transformerez, au moyen des six sections, en un noyau qui sera un rhomboïde dont toutes les faces seront parfaitement polies. (*Voy.*, pl. XIV, fig. 2, le noyau inscrit dans le dodécaèdre). Vous parviendrez également à transformer en rhomboïde, par des sections ou coupes faites dans le sens des lames du cristal, la chaux carbonatée en prisme hexaèdre.

L'on appelle *forme primitive* celle que les cristaux peuvent prendre par la division mécanique, et qui est toujours la même pour les cristaux de même nature; et l'on appelle *forme secondaire* celle qui est propre à chacun de ces cristaux, et qui diffère de la forme primitive : ainsi, la forme primitive de la chaux carbonatée est un rhomboïde, et ses formes secondaires sont le prisme hexaèdre régulier, etc. La forme primitive de la chaux fluatée est un octaèdre, et sa forme secondaire un cube. Les formes primitives que l'on a reconnues jusqu'à présent sont, en général, au nombre de six; savoir : le tétraèdre régulier;

le prisme hexaèdre régulier; le parallélipipède, qui est tantôt rhomboïdal, tantôt cubique, etc.; l'octaèdre, dont la surface est composée de triangles qui sont, suivant les espèces, équilatéraux, isocèles ou scalènes; le dodécaèdre à plans rhombes, égaux et semblables; et le dodécaèdre, composé de deux pyramides droites hexaèdres, réunies par leurs bases.

Le noyau d'un cristal est lui-même capable d'être subdivisé quelquefois. La subdivision a lieu le plus souvent parallèlement à ses faces. On arrive ainsi à une forme que l'on peut regarder comme celle des molécules intégrantes. Supposons que le noyau qu'on veut subdiviser soit le rhomboïde de la chaux carbonatée; l'on reconnaîtra bientôt qu'il n'a pas d'autre joints que ceux qui sont parallèles à ses faces : en conséquence, à mesure que la subdivision s'exécutera, il en résultera un rhomboïde de plus en plus petit; d'où il suit que la molécule intégrante devra être rhomboïdale. On admet aujourd'hui trois formes principales de molécules intégrantes : 1°. le tétraèdre; 2°. le prisme triangulaire; 3°. le parallélipipède. Ce sont ces molécules qui, en s'accolant ou se disposant les unes à côté des autres, deux à deux, trois à trois, quatre à quatre, forment le noyau ou cristal primitif, et par suite le cristal secondaire. Nous ne rechercherons pas comment, la forme moléculaire étant donnée, on peut trouver la forme primitive ou la forme du noyau, et toutes les formes secondaires, qui sont souvent très-multipliées; nous aurions même pu supprimer l'esquisse que nous venons de tracer des moyens par lesquels on passe des formes secondaires à la forme primitive, et de celle-ci à la forme de la molécule intégrante : c'est à la physique et à la minéralogie qu'il appartient spécialement de traiter de cette théorie. Nous renverrons donc ceux qui voudront avoir des notions précises à cet égard, aux traités soit de phy-

sique, soit de minéralogie, du savant auteur de la *Cristallographie.*

DE L'AFFINITÉ.

11. L'affinité, ou la force qui tend à unir les molécules de nature différente, varie entre les différens corps. Par conséquent, un corps *A* n'a pas pour un corps *B* le même degré d'affinité que pour un corps *C*; d'où il suit qu'il sera plus ou moins facile de séparer *A* de *B*, que de le séparer de *C*, *toutes circonstances égales d'ailleurs.*

Cette force est modifiée dans ses résultats :

1°. *Par la quantité relative des corps entre lesquels la combinaison peut avoir lieu.* Souvent les corps s'unissent en diverses proportions, quelquefois même en toutes proportions. On remarque alors que l'un tient d'autant plus à l'autre qu'il est en plus petite quantité par rapport à celui-ci. Supposons trois composés formés, le premier, d'une partie de *A* et d'une de *B*; le second, d'une partie de *A* et de deux de *B*; le troisième, d'une de *A* et de trois de *B*; il sera plus facile d'enlever une portion de *A*, et moins facile au contraire d'enlever une portion de *B* au premier qu'au second, et à plus forte raison qu'au troisième. En réfléchissant sur ce phénomène, on voit bientôt qu'il en doit être ainsi; car, dans le premier composé, il n'y a, par exemple, qu'une molécule de *B* qui agit sur une molécule de *A*; au lieu que dans le troisième il y en a trois. Cependant l'affinité de *A* pour *B* dans celui-ci n'est pas triple de ce qu'elle est dans le précédent, parce que, sans doute, la deuxième et la troisième molécules *B* sont moins près que la première, de la molécule *A*, avec laquelle elles sont unies.

2°. *Par les combinaisons dans lesquelles les corps peuvent être engagés.* Si un corps *A* est combiné avec un corps *B*, son action sur un corps *C* sera nécessairement toute autre

que s'il était libre. En général, elle sera moindre, et quelquefois nulle.

3°. *Par la cohésion.* C'est ce qui a été démontré en parlant de cette force (7), et ce qui nous permet d'expliquer un grand nombre de phénomènes qui dépendent de l'action des liquides sur les solides. Comment se fait-il, par exemple, que le sel se dissolve dans l'eau? C'est que la force de cohésion du sel est moins grande que son affinité pour l'eau, et que les molécules intégrantes du nouveau composé se placent à une telle distance les unes des autres que ce composé affecte l'état liquide. Mais pourquoi l'eau ne peut-elle dissoudre qu'une certaine quantité de sel? C'est qu'à mesure qu'elle en dissout, son action sur le sel diminue, à cause de l'éloignement des molécules, et qu'il arrive nécessairement une époque à laquelle sa tendance à s'unir au sel est moins grande que la cohésion des particules de celui-ci. Le même raisonnement s'applique aux autres liquides et solides; d'où l'on voit que si certains solides résistent à l'action de quelques liquides et y sont insolubles, cela tient à ce que la cohésion l'emporte sur l'affinité : telle est l'eau par rapport au sable.

4°. *Par le calorique.* Lorsqu'on expose les corps à l'action de ce fluide, ou qu'on les échauffe, ils augmentent de volume, passent souvent de l'état solide à l'état liquide, et de cet état à l'état gazeux. Le calorique éloigne donc les molécules d'un corps quelconque, et en diminue par conséquent l'attraction : cependant il concourt souvent à la combinaison d'un grand nombre de corps, et surtout de ceux qui sont solides. Mettez deux corps solides en contact, ils ne se combineront point, parce que leur cohésion l'emportera sur leur affinité; mais si vous les fondez, ou si vous fondez l'un d'eux, ils pourront s'unir, parce que leur cohésion sera singulièrement affaiblie, et qu'il est possible que leur affinité ne le soit que très-peu. Il ne faudrait pas

les chauffer assez pour les porter à l'état de fluide aériforme; il en résulterait un tel écartement entre leurs molécules, que souvent la combinaison n'aurait pas lieu. C'est donc entre les corps qui sont à l'état liquide que l'affinité s'exerce le plus facilement; d'où l'on voit qu'entre deux corps, dont l'un sera liquide et l'autre solide ou gazeux, il devra y avoir bien plus d'action qu'entre deux corps solides ou deux corps gazeux, toutes circonstances étant égales d'ailleurs.

5°. *Par l'état électrique des corps.* Pour le concevoir, il suffit d'observer que deux corps électrisés de la même manière se repoussent, et que deux corps électrisés d'une manière différente s'attirent (65).

6°. *Par la pesanteur spécifique.* Lorsque deux corps ont une pesanteur spécifique différente, ils tendent à se séparer. Si donc leur affinité est extrêmement faible, ils ne pourront se combiner. C'est pour cela que l'eau ne dissout pas l'huile; qu'en laissant refroidir peu à peu une masse homogène de cristal en fusion, les couches inférieures se trouvent plus chargées de plomb que les couches supérieures; que la plupart des alliages, placés dans les mêmes circonstances que le cristal et formés de deux métaux de densité très-différente, nous présentent un phénomène analogue au précédent.

7°. *Enfin par la pression.* Cette force, dont l'effet est de rapprocher les molécules, et par conséquent d'augmenter l'affinité, n'a pas d'influence sur l'union des corps solides et liquides les uns avec les autres, parce que ces corps ne sont que très-peu ou ne sont point compressibles; mais il est facile de concevoir qu'elle peut en avoir beaucoup sur leur union avec les gaz dont la compressibilité est très-grande, et sur celle des gaz entre eux. Supposons qu'un gaz ait un peu plus de force expansive que d'affinité pour l'eau, il ne se combinera pas avec elle; mais si on le comprime,

l'affinité va devenir prépondérante, et l'union aura lieu. L'eau ne dissoudra que peu de gaz si la pression est faible, parce qu'à mesure qu'elle en dissoudra son affinité dissolvante diminuera ; elle en dissoudra beaucoup, au contraire, si la pression est forte, et d'autant plus qu'elle sera plus forte. Supposons actuellement qu'après avoir dissous un gaz dans un liquide par la pression, on supprime tout-à-coup cette pression : à l'instant même la force élastique devenant plus grande que l'affinité, le gaz se dégagera sous forme de bulles, et produira une sorte d'ébullition. C'est un phénomène de ce genre qui a lieu quand on débouche une bouteille de cidre, de bière ou de vin mousseux. L'action du feu sur la craie, à diverses pressions, peut encore être citée comme exemple de ce que nous venons d'avancer. La craie est un composé de chaux qui est toujours solide, et d'un autre corps qui est toujours gazeux. En faisant rougir la craie dans un creuset, sans exercer sur elle d'autre pression que celle de l'air, elle se décompose et laisse dégager le corps gazeux qu'elle contient ; mais en s'y prenant de manière à la comprimer fortement, elle ne se décompose pas, même à une température très-élevée. Par exemple, si, après avoir rempli exactement de craie un tube de fer très-épais, on le scelle avec beaucoup de soin et solidement, on pourra, sans décomposer la craie, exposer ce tube à une chaleur bien supérieure à celle qui la décomposerait à la pression ordinaire : alors elle se fondra, cristallisera par le refroidissement, et formera du marbre. C'est au chevalier Hall qu'on doit cette observation. Son Mémoire en renferme beaucoup d'autres plus ou moins analogues (*a*).

12. L'action moléculaire et réciproque de deux corps

(*a*) Il paraît cependant qu'il existe quelques exceptions à cette règle générale. Ainsi, d'après M. Bellani de Monza, le phosphore ne brûle dans l'oxigène, à la température ordinaire, qu'autant que le gaz est raréfié, ou, ce

dépend donc, 1°. de leur affinité; 2°. souvent de leur quantité; 3°. des combinaisons dans lesquelles ils peuvent être engagés, et qui sont étrangères à celles qu'ils doivent former; 4°. de leur cohésion respective, et de celle du composé auquel ils doivent donner lieu; 5°. de la température à laquelle on les met en contact; 6°. de leur état électrique; 7°. enfin quelquefois de leur pesanteur spécifique, et quelquefois aussi, lorsque l'un d'eux est gazeux, de la pression à laquelle ils sont soumis. De là découle naturellement la définition que nous allons donner de la chimie, définition qui n'aurait pu être comprise si elle eût été donnée plus tôt. *La chimie est une science qui a pour objet la connaissance de l'action moléculaire et réciproque de tous les corps les uns sur les autres : or, puisque tel est l'objet de cette science, il s'ensuit que le chimiste doit tenir compte de l'influence de toutes les forces que nous venons de considérer dans les résultats auxquels il parvient et qu'il s'efforce d'interpréter.*

13. Recherchons, d'après cela, ce qui doit arriver en mettant en contact un corps *C* avec un composé de deux autres corps *A* et *B* : ou l'action sera nulle, ce qui arrivera presque toujours si les corps sont solides; ou l'action s'effectuera, ce qui aura presque toujours lieu si les corps sont liquides, et alors le corps *C* se combinera avec les corps *A* et *B*, et formera un composé ternaire, ou s'emparera de l'un d'eux et isolera l'autre. En effet, supposons que *C* ait pour *A* plus d'affinité que pour *B*, et plus que n'en ont l'un pour l'autre *A* et *B*; supposons d'ailleurs que *B* n'en ait que très-peu pour *A C*, et qu'il soit de nature à être par lui-même solide ou gazeux : qu'arrivera-t-il? que les

qui revient au même, qu'en diminuant la pression à laquelle il est soumis (98); et d'après M. Labillardière, il en est de même du gaz hydrogène proto-phosphoré.

molécules de B tendront plus à se rapprocher ou à s'éloigner les unes des autres qu'à se combiner avec $A\ C$, c'est-à-dire, que la cohésion ou la force expansive des molécules de B sera plus grande que leur affinité pour $A\ C$; en conséquence, elles se réuniront et donneront lieu à un précipité, ou s'écarteront et donneront lieu à un fluide élastique : de là les moyens que les chimistes emploient pour séparer les principes constituans des corps, et en déterminer la proportion. Un composé AB étant donné, ils le mettent en contact avec un corps C, qui s'empare de A et isole B, comme nous venons de le dire; ensuite ils mettent $A\ C$ en contact avec un autre corps D qui s'empare de C et isole A : ils obtiennent ainsi à part les corps A et B et les pèsent, de sorte qu'ils savent pour combien ces corps entrent l'un et l'autre dans le composé $A\ B$. Cette opération se nomme *analyse*, tandis qu'on donne le nom de *synthèse* à celle qui est tout-à-fait inverse, et qui consiste à combiner les élémens des corps. L'analyse est donc l'art de décomposer les corps, et la synthèse l'art de les recomposer.

Les phénomènes qui dépendent de l'action d'un corps sur un composé de deux autres étant bien conçus, nous pouvons également bien concevoir ceux qui proviennent de l'action d'un corps sur un composé ternaire, ou bien de deux composés binaires l'un sur l'autre, ou même de composés plus compliqués. C'est, au reste, ce que nous verrons par la suite, à mesure que l'occasion de parler de ces phénomènes se présentera.

14. S'il n'existait point de forces opposées à l'affinité, nous pourrions combiner les corps deux à deux, trois à trois, enfin tous ensemble, et dès qu'ils seraient combinés, nous serions dans l'impossibilité de les séparer; mais comme il en existe plusieurs, il s'ensuit que le nombre des combinaisons doit être restreint : l'intervention de ces forces est

telle, que le nombre des composés binaires, ternaires, quaternaires, est plus grand que celui des composés de cinq corps ou plus.

15. *Sur la mesure de l'affinité.* — L'affinité étant souvent modifiée par plusieurs forces que, la plupart du temps, on ne saurait évaluer, il doit être extrêmement difficile, pour ne pas dire impossible, de la mesurer. Cependant M. Berthollet croit qu'on peut mesurer celle d'un certain nombre de corps, surtout celle des acides pour les alcalis, et réciproquement. Voici sur quoi il fonde cette opinion. Lorsqu'on combine un acide avec un alcali dans certaines proportions, on observe que les propriétés de l'un sont neutralisées par celles de l'autre (*a*) : or, comme cette neutralisation est un effet immédiat de l'affinité de ces corps, elle doit être regardée, suivant M. Berthollet, comme la mesure de cette affinité même, en tenant compte des quantités respectives d'acide et d'alcali combinés. En conséquence, M. Berthollet établit que les affinités des acides pour les alcalis, ou des alcalis pour les acides, sont proportionnelles à leur capacité de saturation; c'est-à-dire, que l'affinité d'un alcali pour un acide est en raison de la quantité d'acide qu'une quantité donnée d'alcali peut neutraliser, et réciproquement. Supposons qu'une partie d'alcali *A* exige, pour sa neutralisation, 1 partie d'acide *B*, 2 parties d'acide *C*, 3 parties d'acide *E*; l'affinité de l'alcali pour l'acide *E* sera trois fois aussi grande que pour l'acide *B*, etc.; d'où il suit que si l'on mettait cette partie d'alcali en contact avec une partie

---

(*a*) Les acides rougissent la couleur bleue d'une substance appelée *tournesol;* les alcalis verdissent la couleur bleue de la violette : en les combinant ensemble dans de certaines proportions, il en résulte un composé qui ne change ni la couleur du tournesol, ni celle de la violette. Dans cet état, on dit que le composé est formé de telles quantités d'acide et d'alcali qu'elles se neutralisent réciproquement.

d'acide *B* et 3 parties d'acide *E*, il n'y aurait pas de raison pour qu'elle se combinât plutôt avec l'un qu'avec l'autre. Nous reviendrons sur ce sujet, qui est de la plus haute importance, en examinant les combinaisons des acides avec les alcalis et autres matières analogues (721 *bis*).

Quoi qu'il en soit, il est certain que le plus souvent on peut tout au plus déterminer quel est de deux, trois corps, etc., celui qui a le plus d'affinité pour un autre. Les moyens que nous employons pour cela varient. S'agit-il de déterminer l'ordre d'affinité d'un gaz pour une série de corps solides avec lesquels ce gaz puisse former des composés eux-mêmes fixes et solides, nous le combinons avec chacun de ces corps, et nous exposons successivement tous les composés qui en résultent à l'action du feu : par là nous en éloignons les molécules, et nous parvenons à porter celles d'un certain nombre d'entre eux hors de leur sphère d'attraction ; de sorte qu'elles se séparent, et que le gaz qui, en vertu de l'affinité, avait partagé la solidité du corps avec lequel il était combiné, est rendu à son état de liberté et se dégage. Or, il est évident que les composés dont on opère ainsi la décomposition sont formés d'élémens qui ont moins d'affinité réciproque que ceux qui ne se décomposent pas ; car, excepté l'affinité, toutes les autres forces sont sensiblement les mêmes ; et il est certain que moins il faudra de chaleur pour opérer la décomposition, moins l'affinité sera grande. Représentons les corps solides par *A*, *B*, *C*, *D*, etc., le gaz par *G*, et les composés par *AG*, *BG*, *CG*, *DG*, etc. (*a*). Supposons que *AG* se décompose à 100°, *BG* à une température plus élevée, *CG* à une température plus élevée encore, etc. ;

(*a*) Le gaz *G* sera, si l'on veut, l'oxigène, l'un des principes de l'air ; les corps solides *A*, *B*, *C*, etc., seront les métaux ; et les composés *AG*, *BG*, *CG*, seront les oxides métalliques qui résultent tous de l'union des métaux avec l'oxigène.

nous en conclurons que *G* a moins d'affinité pour *A* que pour *B*. Mais si *AG*, *BG*, etc., ne sont point susceptibles de décomposition par la chaleur, comment déterminera-t-on l'affinité de *G* pour *A*, *B*, etc. ? Alors, au lieu de chauffer *AG*, *BG*, etc., seuls, on les chauffe avec un autre corps qui puisse se combiner avec *G*, et ne puisse pas se combiner avec *A*, *B*, ni avec *AG*, ni avec *BG*, etc. (*a*); et d'après la température à laquelle s'opère la décomposition, l'on juge du degré d'affinité. On peut encore traiter directement *AG* par *B* et *BG* par *A*, dans le cas où *A* n'est point capable de se combiner avec *B* ou *BG*, ni *AG* avec *B*; car si *B* enlève *G* à *A*, et que *A* ne puisse point l'enlever à *B*, il sera prouvé que *G* aura plus d'affinité pour *B* que pour *A*. En général, c'est par des moyens plus ou moins analogues qu'on cherche à déterminer l'ordre d'affinité d'un corps quelconque pour d'autres, quel que soit l'état qu'ils affectent. Mais il faut avouer que la nécessité de tenir compte de toutes les forces autres que l'affinité, et qui peuvent accélérer ou retarder l'action des corps, rend presque toujours la solution du problême très-délicate, et même assez souvent impossible. C'est pour ne pas avoir eu égard à ces forces que Geoffroy, Bergmann, etc., ont nécessairement commis de graves erreurs dans les tables où ils nous présentent les corps rangés par ordre d'affinité. Ces tables ne sont réellement que des tables de décomposition : elles n'en seraient pas moins utiles si elles étaient exactes : malheureusement elles sont loin de l'être toujours.

16. La théorie que nous venons d'exposer relativement aux forces dont dépend l'action chimique, est bien différente de celle que l'on admettait autrefois, et qui est due

---

(*a*) Cet autre corps pourra être le charbon, si les composés *AG*, *BG*, etc. sont les oxides métalliques.

à Bergmann. Alors on ne faisait dépendre cette action que de l'affinité, ou du moins l'on négligeait souvent de tenir compte de la quantité des corps, de la force expansive des uns, et de la cohésion des autres. D'après cette théorie, l'affinité était regardée comme absolue; on s'imaginait que quand deux corps *A* et *B* avaient plus d'affinité l'un pour l'autre qu'ils n'en avaient réciproquement pour un autre corps *C*, celui-ci ne pouvait enlever aucune portion de *A* ni de *B* au composé *A B*; et que quand un corps *A* avait plus d'affinité pour un corps *B* que pour un corps *C*, et plus que n'en avaient entre eux *B* et *C* d'une part, et les trois corps *A*, *B* et *C* de l'autre, le corps *A* enlevait au contraire le corps *B* au corps *C*, et agissait avec une égale force sur *B*, depuis le commencement jusqu'à la fin de son action; mais il s'en faut beaucoup qu'il en soit ainsi. C'est à M. Berthollet qu'appartient l'honneur d'avoir démontré cette importante vérité, et, par conséquent, d'avoir renversé la théorie de Bergmann sur les affinités. C'est lui qui, le premier, reconnut l'influence de la quantité, et tint compte convenablement de la cohésion, de la force élastique et de la pesanteur spécifique des corps. Nous n'avons pu, en quelque sorte, qu'indiquer ses belles recherches. Pour s'en faire une idée exacte, il faut les lire dans l'ouvrage même où elles ont été consignées. (Voyez *Statique chimique.*)

17. *Loi suivant laquelle les corps se combinent.* Lorsque les corps n'ont qu'une faible affinité réciproque, il paraît qu'ils peuvent se combiner en toutes proportions, du moins entre les limites où leur combinaison est possible : tels sont l'eau et le sel, l'eau et l'esprit-de-vin, ou tout autre corps soluble dans l'eau.

Mais lorsqu'au contraire leur affinité est très-grande, ils ne se combinent tout au plus qu'en un petit nombre de proportions, et de là résultent de nouveaux corps soumis

dans leur composition à des lois remarquables par leur généralité, et surtout par la simplicité des rapports qu'elles établissent entre les quantités respectives des principes des composés. Pour le prouver, nous ne pouvons mieux faire que de considérer d'abord les phénomènes que nous offrent les substances gazeuses, dont les combinaisons sont toujours très-intimes. Toutes ces substances, ainsi que l'a prouvé M. Gay-Lussac, se combinent en volume dans des rapports simples, et de telle manière que leur contraction apparente est aussi en rapport simple avec leur volume primitif : c'est ce que l'on va voir par les exemples rapportés dans le tableau suivant.

	S'unissent avec	et forment
200 de gaz hydrogène ...	100 de gaz oxigène...	de l'eau.
300 *idem*.............	100 de gaz azote......	200 de gaz ammoniac.
100 *idem*.............	100 de chlore.......	200 de gaz hydro-chlor.
100 de gaz azote.......	50 de gaz oxigène...	100 de protoxide d'azote.
100 *idem*.............	100 *idem*..........	200 de deutoxide d'azote.
100 *idem*	150 *idem*..........	de l'acide nitreux.
100 *idem*.............	200 *idem*..........	un autre acide nitreux.
100 *idem*	250 *idem*..........	de l'acide nitrique.
100 de gaz hydro-chloriq.	100 de gaz ammoniac.	un sel solide.
100 de gaz ammoniac...	50 de gaz carbonique.	un sel solide.
100 de gaz ammoniac...	100 *idem*..........	un sel solide.

Par conséquent, si l'on suppose que deux gaz s'unissent en diverses proportions et que la quantité de l'un soit constante, les quantités de l'autre seront telles, que la plus petite, que je considère comme la première, sera contenue un certain nombre entier de fois, soit en volume, soit en poids, dans les suivantes. Les combinaisons de l'azote avec l'oxigène, au nombre de cinq, peuvent servir d'exemple, en prenant pour constante la quantité d'azote : toutes contiennent 100 parties d'azote; mais la 1re renferme 50 d'oxigène; la 2e, 100; la 3e, 150; la 4e, 200; la 5e, 250 : en sorte que la quantité d'oxigène de la 1re est la moitié de

celle de la 2e, le tiers de celle de la 3e, le quart de celle de la 4e, etc., soit en volume, soit en poids.

Or, comme l'on peut gazéifier plusieurs liquides et plusieurs solides, et qu'on les gazéifierait tous en les exposant à l'action d'une chaleur assez forte, il est tout naturel de penser que ces lois de composition s'appliquent aussi à ces sortes de corps; c'est en effet ce que tendent à prouver un grand nombre d'expériences : aussi, quand deux corps *A* et *B* se combinent ensemble de manière à former les corps *C*, *D*, arrive-t-il généralement que la quantité de *A* étant la même dans *C* et *D*, celle de *B* dans *C* est à celle de *B* dans *D* comme 1 à 2, ou à 3, ou à 4.

S'il existe, comme nous venons de le dire (17), une grande différence entre le nombre des combinaisons que peuvent former, d'une part, les corps doués d'une affinité énergique, et d'autre part ceux dont l'affinité est faible, il n'en existe pas une moins grande entre les propriétés des produits que l'on obtient; car, dans le 1er de ces deux genres de combinaisons, les propriétés du composé sont toutes autres que celles des corps qui les constituent; tandis que dans le second elles diffèrent à peine de celles des composans. On en trouve la preuve dans le sel marin, qui, formé de deux corps très-caustiques, a une saveur salée franche, agréable; et dans la dissolution du sucre dans l'eau, dont la saveur est semblable à celle du sucre même.

Dans tous les cas, d'ailleurs, on dit qu'un corps est saturé d'un autre, lorsqu'il est combiné avec toute la quantité possible de celui-ci.

Les lois que nous venons de faire connaître appuient fortement un système que M. Dalton avait imaginé avant qu'elles ne fussent découvertes. Ce système, qu'on appelle *système atomistique*, est trop remarquable pour que nous n'en donnions point une idée précise.

M. Dalton reconnaît d'abord avec tous les chimistes que

les combinaisons n'ont lieu qu'entre les particules, ou les atomes, ou les molécules des corps; partant de là, il pose en principe que, lorsque deux corps *a* et *b* peuvent s'unir, leur union se fait de la manière suivante :

1 atome de *a* et 1 atome de *b* égalent 1 atome de *c* binaire.
1 atome de *a* et 2 atomes de *b* égalent 1 atome de *d* ternaire.
2 atomes de *a* et 1 atome de *b* égalent 1 atome de *e* ternaire.
1 atome de *a* et 3 atomes de *b* égalent 1 atome de *f* quaternaire.
3 atomes de *a* et 1 atome de *b* égalent 1 atome de *g* quaternaire.
etc., etc.

Il admet ensuite que, dans le cas où deux corps ne peuvent former qu'une combinaison, elle doit être binaire; que dans le cas où ils peuvent en former deux, l'une doit être binaire et l'autre ternaire; que quand ils peuvent en former trois, il doit y en avoir une de binaire et deux de ternaires; que quand ils peuvent en former quatre, deux sont ternaires, une est binaire, et une est quaternaire; que la théorie atomistique embrasse non-seulement les combinaisons des corps simples, mais encore celles qui peuvent avoir lieu entre les corps simples et les corps composés, ou entre des composés et d'autres composés; que si, par exemple, un sel neutre résulte de la combinaison d'un atome de base et d'un atome d'acide, le même sel avec excès d'acide résultera d'un atome de la même base et de deux atomes d'acide.

Ces principes posés, il en conclut les poids relatifs des atomes. Soient en effet deux corps *a* et *b*, capables de former un composé résultant d'un atome de l'un avec un atome de l'autre; il est évident qu'il y aura entre les poids de ces deux atomes le même rapport qu'entre les poids des quantités des corps mêmes *a* et *b* qui se seront unis. Si donc l'on trouve par expérience que, dans le composé *a b*, le corps *a* entre pour 4 et le corps *b* pour 3, ces nombre 4 et 3 exprimeront nécessairement les poids relatifs des atomes de *a* et *b*.

M. Dalton prend pour unité, dans les poids relatifs des atomes, le poids de l'atome du corps le plus léger, qui est l'hydrogène ; et comme il suppose que l'eau est formée de 1 atome de ce corps et de 1 atome d'oxigène, et qu'il croit que dans l'eau ces deux corps sont dans le rapport en poids de 1 à 7, il s'ensuit que, désignant le poids de l'atome d'hydrogène par 1, il doit désigner celui de l'atome d'oxigène par 7 (*a*). Considérant ensuite d'autres combinaisons binaires dont il connaît la proportion des principes et le poids relatif de l'un des atomes, il conclut le poids relatif de l'autre, et parvient à former un tableau des poids relatifs d'un grand nombre d'atomes. Au lieu de prendre l'atome d'hydrogène pour unité, M. Dalton aurait pu prendre tout autre atome, par exemple, l'oxigène : alors le poids relatif de l'atome d'hydrogène ne serait plus que $\frac{1}{7}$ ou 0,14.

Cette manière de déterminer les poids relatifs des atomes est absolument hypothétique : il en serait de même de toute autre; du moins il ne serait pas possible d'en prouver complètement la certitude. En effet, que la combinaison des corps les uns avec les autres ait lieu entre leurs atomes, point de doute; mais qu'elle ait lieu comme le dit M. Dalton, c'est ce qui n'est pas prouvé; car de ce que deux corps n'ont encore pu être unis qu'en une seule proportion, en doit-on conclure que, par la suite, on ne parviendra pas à les unir en proportions nouvelles ? et d'ailleurs, quand bien même deux corps ne pourraient former qu'une combinaison, comment prouver qu'elle se ferait de manière qu'un atome de l'un se combinerait avec un atome de l'autre ? ne pourrait-il point arriver qu'elle se fît entre un atome de l'un et deux ou trois atomes de l'autre ?

(*a*) Nous verrons par la suite (287) que le rapport de l'hydrogène à l'oxigène dans l'eau est de 1 à 8,004, et non pas de 1 à 7.

On voit donc qu'il n'y a aucun moyen rigoureux de déterminer le nombre réel d'atomes de chaque espèce qui entrent dans une combinaison, et qu'il y a toujours quelque chose d'arbitraire dans la fixation de leur poids.

Cependant la théorie atomistique est l'une des plus importantes de la chimie, par le grand jour qu'elle est destinée à répandre sur l'analyse. C'est cette théorie qui a conduit M. Wollaston à trouver que, dans les trois combinaisons que la potasse est capable de former avec l'acide oxalique, la quantité d'acide pour la même quantité de base est comme les nombres 1, 2, 4. C'est probablement aussi à cette même théorie qu'il faut attribuer la cause primitive des recherches de M. Berzelius sur la nature des corps, recherches dont nous parlerons souvent par la suite, et dont les résultats ne s'expliquent bien qu'en admettant les combinaisons d'atome à atome, comme le fait à-peu-près M. Dalton.

Nous sommes loin d'avoir traité convenablement un sujet aussi étendu; nous n'avons dû qu'en exposer les bases: en allant plus loin, le lecteur qui commence l'étude de la chimie n'aurait pas pu nous suivre, au lieu qu'il ne rencontrera plus de difficultés lorsque les propriétés des corps lui seront bien connues; c'est pourquoi tous les développemens dont ce sujet est susceptible feront partie du quatrième volume.

LIVRE DEUXIÈME.

De la Nomenclature chimique, et de l'ordre suivant lequel les corps seront étudiés.

18. Après avoir examiné, comme il convenait de le faire, au commencement de cet ouvrage, la nature des corps, la force qui unit leurs parties constituantes, et la loi d'après laquelle ces parties se combinent, nous devons nous occuper de la nomenclature chimique, c'est-à-dire des noms qui servent à désigner les différens corps connus jusqu'ici, et de l'ordre suivant lequel nous étudierons ceux-ci.

19. Le nombre des corps simples est de cinquante-un, non compris le radical présumé de l'acide fluorique; celui des corps composés est beaucoup plus considérable, et doit même sembler infini, puisqu'une différence dans la proportion des élémens suffit pour en apporter une très-grande dans les propriétés (*a*).

Des noms *insignificatifs* peuvent être donnés aux corps simples : ce sont même les meilleurs, lorsqu'ils sont courts et qu'ils se prêtent à la formation d'autres noms; mais il est très-important que les corps composés en aient qui rappellent leurs principes constituans : c'est ce qu'ont très-bien senti les auteurs de la nomenclature française, qui est aujourd'hui généralement adoptée par tous les savans.

On appelle *dix* des cinquante-un corps simples : *oxigène*, *hydrogène*, *bore*, *carbone*, *phosphore*, *soufre*,

(*a*) Nous ne faisons mention ici d'aucun des quatre fluides impondérables, qui sont le fluide de la chaleur, le fluide lumineux, le fluide électrique, le fluide magnétique : il n'est point encore nécessaire d'en parler.

selenium, *iode*, *chlore*, *azote*; les quarante-un autres, qui sont de nature métallique, ont reçu les noms de *silicium*, *zirconium*, *thorinium*, *aluminium*, *yttrium*, *glucinium*, *magnesium*, *calcium*, *strontium*, *barium*, *lithium*, *sodium*, *potassium*, *manganèse*, *zinc*, *fer*, *étain*, *arsenic*, *molybdène*, *chrôme*, *tungstène*, *colombium* ou *tantale*, *antimoine*, *urane*, *cerium*, *cobalt*, *cadmium*, *titane*, *bismuth*, *cuivre*, *tellure*, *nickel*, *plomb*, *mercure*, *osmium*, *argent*, *rhodium*, *palladium*, *or*, *platine*, *iridium*.

Nous appellerons encore d'un nom commun, *corps combustibles* ou *oxigénables*, tous les corps simples autres que l'oxigène, parce que tous peuvent se combiner avec ce principe, en donnant lieu toujours à un dégagement de calorique, et assez souvent à un dégagement de lumière, et que ce sont là des propriétés communes au charbon, au bois, aux huiles, etc., qui de tout temps ont été connus sous le nom de *combustibles*.

20. Avant de faire connaître la formation des noms des corps composés, il est nécessaire de dire que ces corps ne sont pas aussi nombreux qu'on pourrait se l'imaginer; que, loin d'y en avoir une infinité, il n'y en a pas autant que de combinaisons possibles 2 à 2, 3 à 3, etc., entre les corps simples. En effet, les corps composés connus jusqu'à présent résultent, pour la plupart, 1°. de la combinaison de l'oxigène avec chacun des corps combustibles; 2°. de la combinaison d'un corps simple uni à l'oxigène avec un autre corps simple aussi uni à l'oxigène; 3°. de la combinaison de deux, trois corps combustibles simples ensemble, rarement quatre; 4°. de la combinaison de l'oxigène avec l'hydrogène et le carbone; 5°. de la combinaison de l'oxigène avec l'hydrogène, le carbone et l'azote.

21. Tous les corps simples, autres que l'oxigène, étant connus sous le nom générique de *corps combustibles*, on doit connaître, en général, sous le nom de *corps brûlés* ces-

mêmes corps unis 1 à 1, 2 à 2, 3 à 3, etc., avec l'oxigène. Les corps brûlés prennent différens noms, en raison de leur composition et de leurs propriétés : celui d'*acide*, quand ils sont aigres et que, comme le vin aigre, ils rougissent la couleur bleue de tournesol, etc. (15); celui d'*oxide*, quand ils sont insipides, ou quand ayant une saveur elle n'est pas aigre, et qu'alors, loin de rougir la couleur du tournesol, ils ramènent au bleu celle qui aurait été rougie par un acide. Les oxides et les acides se désignent ensuite, chacun en particulier, comme il suit, dans le cas où leur composition est binaire, ce qui a lieu en général pour tous ceux qui ne sont point de nature végétale ou animale.

Lorsqu'un corps combustible, en se combinant avec l'oxigène, ne peut former qu'un oxide, on désigne celui-ci par le nom de ce corps même : ainsi, l'oxide composé d'oxigène et de carbone porte le nom d'*oxide de carbone*. Mais si le corps combustible peut se combiner en plusieurs proportions avec l'oxigène et former plusieurs oxides, par exemple, trois, le premier ou le moins oxigéné s'appelle *protoxide*, le second *deutoxide*, et le troisième *tritoxide*; le plus oxigéné s'appelle encore *peroxide* : de là, pour exprimer les trois oxides de plomb, les expressions de *protoxide de plomb*, *deutoxide de plomb*, *tritoxide ou peroxide de plomb*.

Des règles aussi faciles à concevoir servent à la dénomination des acides. Un corps combustible ne peut-il donner lieu qu'à un seul acide, le nom de ce dernier se forme du mot générique *acide*, auquel on joint le nom français ou latin du corps combustible même terminé en *ique* : nous citerons pour exemple l'acide carbonique, qui est le seul acide que produit l'oxigène en s'unissant au carbone. Le corps combustible peut-il, au contraire, se combiner en plusieurs proportions avec l'oxigène et former deux acides, le plus oxigéné se désigne par la terminaison *ique* comme

le précédent, et le moins oxigéné par la terminaison *eux*. Si donc il existait un acide du carbone moins oxigéné que l'acide carbonique, son nom serait *acide carboneux*.

Jusqu'à ces derniers temps on ne connaissait pas de corps combustible capable de former plus de deux acides en s'unissant à l'oxigène; mais MM. Dulong, Gay-Lussac et Welter viennent de découvrir que le phosphore, l'azote et le soufre possédaient cette propriété. Les chimistes ne sont point d'accord sur la formation des noms de ces nouveaux acides : nous verrons, par la suite, ceux que les auteurs ont proposé de leur donner.

Quel que soit, au reste, le nombre d'oxides et d'acides qu'un même corps combustible puisse produire en s'unissant à l'oxigène, il est à remarquer que le peroxide ou l'oxide le plus oxigéné contient toujours moins d'oxigène que l'acide le moins oxigéné. Cette observation ne s'applique ni au cas où les oxides et les acides contiendraient des corps combustibles différens, ni à celui où, comme dans les acides végétaux, ils contiendraient plusieurs corps combustibles. D'ailleurs, les corps combustibles qui font partie des oxides ou des acides oxigénés prennent quelquefois le nom de *radicaux* de ceux-ci. On pourra donc dire que le carbone est le *radical* de l'acide carbonique et de l'oxide de carbone.

Tous les acides ne contiennent pas de l'oxigène; il en est quelques-uns qui sont formés seulement de deux corps combustibles, et dont l'existence n'a été bien constatée que depuis peu. On ne savait trop d'abord comment les nommer; enfin on s'est décidé à composer leurs noms de ceux de leurs principes constituans, et à leur donner la même terminaison qu'aux autres : d'après cela, l'acide que forment l'hydrogène et le chlore s'appelle *acide hydro-chlorique*; et celui que forment l'hydrogène et l'iode, *acide-hydriodique*. Ces noms, il faut l'avouer, ont un inconvénient;

c'est de ne point assez distinguer les acides oxigénés des acides qui ne le sont pas : cet inconvénient disparaîtrait en donnant à ceux-ci une terminaison particulière.

22. Ce que nous venons de dire sur la dénomination des oxides et des acides suffit : examinons maintenant celle des composés formés de deux corps brûlés binaires. Il n'y a pas de règles bien fixes pour désigner les composés qui peuvent résulter de l'union de deux oxides, ou de deux acides, ou d'un acide et d'un oxide non métallique; il n'en est pas de même pour les composés d'acide et d'oxide métallique. Ces composés, qui sont très-nombreux, portent, en général, le nom de *sels*, et se désignent en changeant et en variant la terminaison de l'acide, et en faisant suivre le nouveau nom, dont on retranche quelquefois une syllabe, du nom de l'oxide qui entre dans la composition du sel. Si l'acide est terminé en *eux*, on le termine en *ite*; s'il est terminé en *ique*, on le termine en *ate*. Par conséquent les expressions de *carbonate de protoxide de fer*, de *sulfates*, de *sulfites de protoxide et de deutoxide d'étain*, représenteront les combinaisons du protoxide de fer avec l'acide carbonique, et du protoxide et du deutoxide d'étain avec les acides sulfurique et sulfureux. Mais comme le même acide se combine non-seulement avec les divers oxides d'un même métal, mais encore avec le même oxide en diverses proportions, il faut distinguer assez bien les noms des variétés des sels qui en résultent pour qu'il n'y ait pas confusion. Ces variétés, qui sont, en général, au nombre de trois, nous en donnent le moyen par leurs propriétés. Supposons qu'il s'agisse des trois combinaisons du deutoxide de mercure avec l'acide sulfurique; l'une sera acide, l'autre neutre, c'est-à-dire, telle que les propriétés de l'acide et de l'oxide disparaîtront; et la troisième sera avec excès d'oxide : celle-ci prendra le nom de *sous-sulfate de deutoxide de mercure*; la deuxième, celle de *sulfate*

neutre de deutoxide de mercure; et la première, celle de *sulfate acide* ou de *sur-sulfate de deutoxide de mercure*. Toutes d'ailleurs pourront être abrégées en plaçant les mots *proto*, *deuto*, *trito*, avant le nom générique; elles deviendront alors sous-proto-sulfate, deuto-sulfate neutre, sur-deuto-sulfate ou deuto-sulfate acide de mercure.

Nous venons de voir qu'un oxide métallique, en s'unissant à un acide, formait un sel; mais il est quelques autres substances qui, comme les oxides métalliques, s'unissent aux acides, les neutralisent, et forment des composés dont les propriétés ont tant d'analogie avec les sels, qu'on ne peut s'empêcher de les assimiler à ceux-ci. Ces substances, bien différentes des oxides métalliques et dont on ne connaissait qu'une seule, il y a quelques années, sont aujourd'hui au nombre de cinq. L'une est composée d'hydrogène et d'azote; les autres le sont d'hydrogène, d'oxigène et de carbone. Chacune d'elles porte un nom particulier qu'il est inutile de dire ici; toutes prennent celui de *base salifiable*, et par suite les oxides métalliques qui peuvent faire partie des sels reçoivent aussi ce dernier nom; de sorte que, sous le nom de *base salifiable*, l'on comprend une substance quelconque capable de neutraliser plus ou moins complètement les propriétés des acides.

23. Les règles de la nomenclature relatives à la dénomination des corps combustibles composés varient dans plusieurs circonstances.

1°. Lorsque ces corps sont métalliques, le composé prend le nom d'*alliage*; et chaque alliage se distingue par les métaux qui en font partie. *Exemple* : alliage de plomb et d'étain. Quelquefois cependant l'alliage prend le nom d'*amalgame*; mais ce n'est que dans le cas où le mercure est l'un des métaux alliés : alors la dénomination d'*amalgame d'argent*, *d'or*, etc., remplace celle d'*alliage de mercure et d'argent*, *de mercure et d'or*, etc.

2°. Lorsque le composé est solide ou liquide, et qu'il résulte de la combinaison d'un métal et d'un corps combustible non métallique, l'on donne à celui-ci une terminaison en *ure*, en le faisant suivre du nom du métal même : ainsi se forment les noms de *sulfure de plomb*, *phosphure de plomb*, *carbure de fer*, que portent les combinaisons du soufre et du phosphore avec le plomb, et du carbone avec le fer.

Des dénominations analogues s'appliquent également aux composés solides et liquides que produisent deux corps combustibles non métalliques : seulement, la terminaison en *ure* se donne indistinctement à l'un de ces corps. Aussi le nom de *sulfure de phosphore* convient-il tout aussi bien que celui de *phosphure de soufre* à la combinaison du soufre et du phosphore.

3°. Enfin, lorsque le composé est gazeux à la température ordinaire, on nomme d'abord le gaz ou l'un des gaz qui entrent dans sa composition, car il en contient au moins un, et l'on ajoute à ce nom celui de l'autre principe constituant terminé en *é* : de là les expressions de *gaz hydrogène phosphoré*, *gaz hydrogène arseniqué*, qui représentent les combinaisons gazeuses de l'hydrogène avec le phosphore, etc.; bien entendu toutefois que, quand quelques-unes de ces combinaisons sont acides, elles prennent les dénominations de ceux-ci.

24. Il ne nous reste plus à parler, sous le rapport de la nomenclature, que des composés d'oxigène, d'hydrogène et de carbone, et des composés d'oxigène, d'hydrogène, de carbone et d'azote. Les premiers constituent les matières végétales, et les seconds constituent les matières animales. Ces sortes de composés sont tantôt *oxides* et tantôt *acides* : cependant il n'est pas possible de les désigner à la manière des oxides et des acides, parce que leur nombre est beaucoup trop considérable, et qu'ils ne

diffèrent que par la proportion de leurs principes constituans. D'ailleurs, quel avantage résulterait-il de cette dénomination, leur composition étant toujours la même? On peut donc leur donner des noms qui n'aient aucun rapport avec leurs élémens, et c'est ce qu'on a fait, comme on le verra à l'article *Chimie végétale et animale.*

25. Telles sont les règles de nomenclature que nous adopterons pour cet ouvrage. Nous en avons fait l'application à tous les composés, excepté un très-petit nombre, qu'il suffira de nommer lorsque l'occasion s'en présentera, pour entendre la formation de leur nom et connaître leur composition. Résumons-les pour qu'on ne les perde point de vue. Corps combustible, c'est-à-dire qui peut se combiner avec l'oxigène : tous les corps simples sont combustibles, excepté l'oxigène. Corps brûlés, c'est-à-dire corps combustibles combinés avec l'oxigène. Acide, c'est-à-dire corps presque toujours brûlé, qui est aigre et rougit le tournesol. Oxide, c'est-à-dire corps brûlé, qui n'est point aigre, qui ne rougit point la teinture du tournesol. Protoxide, deutoxide, tritoxide de plomb, ou de tel autre corps combustible, c'est-à-dire premier oxide ou oxide le moins oxidé, deuxième oxide, troisième oxide de plomb. Acide sulfureux, acide sulfurique, c'est-à-dire acide de soufre peu oxigéné, acide de soufre très-oxigéné. Carbonate, c'est-à-dire composé d'acide carbonique et d'un oxide métallique ; proto-carbonate neutre, sous-proto-carbonate, sur-proto-carbonate ou proto-carbonate acide, c'est-à-dire composé d'acide carbonique et de protoxide en trois proportions différentes, telles que la première est sans excès d'acide et d'oxide, la deuxième avec excès d'oxide, et la troisième avec excès d'acide. Sulfures, phosphures, hydrures, c'est-à-dire composés solides ou liquides de soufre, ou de phosphore, ou d'hydrogène, avec un autre corps combustible ; par exemple, sulfure de fer, hydrure d'ar-

senic. Gaz hydrogène carboné, phosphoré, c'est-à-dire composé de gaz hydrogène et de carbone ou de phosphore. Alliage, c'est-à-dire composé de 2, 3 ou 4 métaux; alliage d'étain, de plomb et de bismuth, etc.

On voit que tout l'artifice dont on s'est servi consiste principalement à réunir les noms des élémens d'un composé, en variant la terminaison. Les terminaisons en *ure* rappellent des corps combustibles composés; les terminaisons en *eux* et en *ique*, des acides; les terminaisons en *ites* et en *ates*, des sels.

C'est à M. Guyton-de-Morveau qu'est due l'heureuse idée de la nouvelle nomenclature; ce fut lui qui en posa les premières bases vers l'année 1780, et qui, le premier, s'en servit dans ses cours publics à Dijon. Bientôt après, il la proposa à l'Académie des Sciences, qui chargea MM. Berthollet, Fourcroy et Lavoisier de la revoir avec l'auteur. Après l'avoir discutée dans un grand nombre de conférences, et y avoir fait divers changemens, ces chimistes réunis l'adoptèrent telle qu'elle est aujourd'hui, à quelques modifications près. Cette nomenclature est bien préférable à l'ancienne : en effet, autrefois le même corps recevait deux ou trois et même quatre noms différens. C'est ainsi qu'on appelait la combinaison de l'oxigène avec le zinc, *fleurs de zinc*, *pompholix*, *nihil album*, *lana philosophica*, noms qui, outre l'inconvénient d'être multipliés, avaient encore celui de ne donner aucune idée de la nature de cette combinaison; au lieu que le mot *oxide de zinc* dont nous nous servons pour la désigner est unique, et nous en fait connaître les élémens.

Quoique la nouvelle nomenclature présente de grands avantages, elle est loin d'être parfaite. On y remarquera facilement des défauts essentiels qui, pour la plupart, ont été signalés par M. Berzelius (Voyez *Essai sur la théorie des proportions chimiques*, publié en 1819, p. 153). Il

serait bien à désirer que les principaux chimistes de tous les pays s'entendissent de nouveau à ce sujet, afin que l'on se servît par-tout des mêmes noms. Sans cela, il est à craindre que les mêmes corps ne soient désignés par des expressions différentes, et que bientôt il n'en résulte confusion dans le langage.

De l'Ordre suivant lequel nous étudierons les Corps.

26. D'après la définition que nous avons donnée de la chimie (12), nous devons considérer successivement tous les corps, et faire une étude spéciale de tous les phénomènes qui dépendent de leur action réciproque et moléculaire. Mais cette étude ne doit point être arbitraire : autrement elle offrirait de grands obstacles à vaincre.

Nous nous occuperons d'abord de l'étude des phénomènes chimiques de la chaleur, de la lumière, de l'électricité et du magnétisme, parce qu'ils jettent, pour la plupart, un grand jour sur tous les autres.

Passant de là aux corps pondérables, nous suivrons, à leur égard, la marche que nous avons en quelque sorte tracée dans le chapitre précédent.

L'oxigène étant le corps pondérable dont l'action est la plus générale et la plus importante à connaître, nous l'étudierons en premier lieu. Nous étudierons, en second lieu, les corps combustibles simples et composés. Ensuite nous examinerons les oxides et les acides dont la composition est binaire, ou les composés qui résultent presque tous de la combinaison de l'oxigène avec l'un ou l'autre des corps combustibles. L'examen des oxides et des acides nous conduira naturellement à traiter de leur action réciproque et des nombreux composés qu'ils peuvent former. Alors, ayant acquis toutes les notions nécessaires pour concevoir l'extraction des métaux, nous en traiterons spécialement.

Après avoir ainsi étudié les minéraux ou les corps inorganiques, nous étudierons les matières végétales et animales, ou les corps organiques ; mais nous n'étudierons les matières animales qu'après les matières végétales, parce que celles-ci sont moins compliquées que celles-là. Enfin, nous ferons suivre l'étude des popriétés des corps pondérables par l'analyse chimique considérée d'une manière générale.

En général, nous étudierons les corps sous sept rapports. Nous examinerons, 1°. leurs principales propriétés physiques ; 2°. celles de leurs propriétés chimiques dépendantes du rang qu'ils occuperont ; 3°. les divers états sous lesquels on les rencontre dans la nature ; 4°. la manière de les obtenir purs ; 5°. leur composition ; 6°. leurs usages ; 7°. l'histoire abrégée de leur découverte ou de la découverte de leurs propriétés les plus saillantes. Nous avons préféré cet ordre à tout autre, parce qu'il nous a paru le plus méthodique. Cependant nous devons faire observer qu'il nous arrivera quelquefois de ne point parler de la préparation d'un corps, parce qu'alors nous n'aurons point les connaissances nécessaires pour l'entendre : c'est ce que nous ferons particulièrement pour les métaux, dont l'extraction suppose la connaissance de tous les autres corps inorganiques, et constitue d'ailleurs une branche particulière, la métallurgie. Nous ferons également observer que, par la même raison, nous renverrons souvent à traiter de la composition d'un corps à l'époque où nous nous occuperons de l'analyse chimique.

On trouvera dans le tableau suivant tous les détails convenables sur la classification et la méthode que nous nous proposons de suivre, excepté ceux qui sont relatifs à la chimie végétale et animale, et à l'analyse : nous n'exposerons ceux-ci qu'en traitant des parties auxquelles ils se rapportent.

Ire PARTIE. Étude des Corps inorganiques partagés en 9 liv.

- 1°. Notions sur la nature des corps, sur la force qui unit leurs parties constituantes, et sur les lois d'après lesquelles ces parties se combinent.
- 2°. Noms des corps pondérables, et exposé de la nomenclature.
- 3°. Corps impondérables; savoir : calorique, lumière, fluides électrique, magnétique. — Traiter d'une manière générale de leurs propriétés chimiques.
- 4°. Oxigène ; son extraction, ses propriétés physiques, et son action générale sur les corps, ou combustion.
- 5°. Corps combustibles simples, partagés en deux chapitres……
  - 1°. Corps simples non métalliques……
  - 2°. Corps simples métalliques……
- 6°. Corps combustibles composés, partagés en trois chapitres……
  - 1°. Composés de corps simples non métalliques……
  - 2°. Composés de corps simples métalliques ou alliages……
  - 3°. Composés de corps simples non métalliques, et de corps simples métalliques……
- 7°. Corps brûlés binaires, partagés en quatre chapitres……
  - Oxides non métalliques……
  - Acides non métalliques……
  - Oxides métalliques……
  - Acides métalliques……
- 8°. Combinaison des corps brûlés binaires les uns avec les autres, partagés en trois chapitres……
  - 1°. Combinaison des oxides avec les oxides……
  - 2°. Des acides avec les acides……
  - 3°. Des acides avec les oxides, ou sels.
- 9°. Extraction des métaux, ou métallurgie.

ÉTUDE DE CES CORPS. (for 5° to 8°)

1°. Propriétés physiques.
2°. Propriétés chimiques, ou action des groupes de corps précédemment examinés, sur eux.
3°. État naturel.
4°. Préparation.
5°. Composition.
6°. Usages.
7°. Historique.

IIe PARTIE. Étude des Corps organiques partagés en 2 livres.

- 10°. Chimie végétale.
- 11°. Chimie animale.

IIIe PARTIE. 12°. Analyse chimique…… Application des propriétés des divers corps à l'art de l'analyse.

On voit, d'après ce tableau, que nous procédons à l'étude des corps en allant du simple au composé; que nous réunissons dans un même groupe ceux dont les propriétés sont analogues ; et qu'en traitant de l'action chimique d'un corps quelconque, nous ne parlons jamais que de celle qu'il exerce sur les corps appartenant aux groupes précédemment étudiés. De là résultent de grands avantages : c'est que nous évitons de fréquentes répétitions, et que nous parvenons à des généralités faciles à saisir, et telles que l'histoire générale d'un groupe de corps devient souvent l'histoire particulière de chacun d'eux.

LIVRE TROISIÈME.

Des Corps ou des Fluides impondérables.

27. Nous entendons, par corps ou fluides impondérables, les diverses causes des phénomènes que nous présentent la chaleur, la lumière, l'électricité et le magnétisme, et nous les désignons par les noms de *calorique*, de *fluide lumineux*, de *fluide électrique* et de *fluide magnétique*. La qualité d'être impondérable rend douteuse, à la vérité, leur existence matérielle. Quoi qu'il en soit, nous en parlerons comme s'ils étaient des corps réels ; mais nous n'affirmerons rien à cet égard, et nous ne préférons cette hypothèse à toute autre que parce qu'elle est plus commode pour exposer les faits.

DU CALORIQUE.

28. Tous les corps augmentent ou diminuent de volume, selon qu'on les expose à l'action de la chaleur ou du froid. Le thermomètre offre un exemple remarquable de

ce fait. Plongez la boule de cet instrument dans de l'eau bouillante, le liquide du tube thermométrique s'élèvera environ jusqu'au nombre 100°; plongez-la dans la glace, il s'abaissera au moins jusqu'au nombre 0°; enfin, retirez-la de l'eau ou de la glace, bientôt il reviendra à son point de départ. Les phénomènes seront encore les mêmes en mettant le thermomètre en contact avec tout autre corps : c'est ce qu'on a l'occasion d'observer en suivant la marche de cet instrument dans l'air. En effet, dans l'été, la colonne du tube thermométrique s'élève quelquefois jusqu'à 30°, tandis que, dans l'hiver, elle s'abaisse souvent au-dessous de 0°; dans les autres saisons, cette colonne se soutient entre 0° et 30°, et dans tous les temps, d'un jour à l'autre, sa hauteur varie selon qu'il fait plus ou moins chaud ou plus ou moins froid : aussi se sert-on avec succès du thermomètre pour mesurer le degré de chaleur des corps ou leur température. C'est à un fluide invisible, impondérable, qu'on attribue ces phénomènes; et ce fluide a reçu le nom de *calorique*.

29. Pour procéder avec ordre à l'étude du calorique, nous en énoncerons d'abord les principales propriétés; nous reprendrons ensuite chacune d'elles pour les développer convenablement, et les prouver autant que possible par l'expérience.

30. Le calorique est un fluide capable, quand il est libre, de se mouvoir sous forme de rayons, à la manière de la lumière; extrêmement subtil, invisible, éminemment élastique, impondérable; qui tend à se mettre en équilibre dans tous les corps, les pénètre plus ou moins facilement, les dilate, les décompose, les fait passer de l'état solide à l'état liquide, de l'état liquide à l'état gazeux; qui peut s'en séparer et les ramener par là de l'état gazeux à l'état liquide, et de celui-ci à l'état solide; enfin, qui possède la propriété de se combiner en différentes

proportions avec chacun d'eux, pour les élever à la même température.

Du Calorique rayonnant.

31. De toutes les expériences que l'on peut citer en faveur de l'existence du calorique rayonnant, il n'en est aucune qui soit aussi satisfaisante que la suivante : Prenez deux miroirs concaves AA' (pl. xv) dont la concavité est parabolique. Disposez-les à 3 ou 4 mètres l'un de l'autre, de manière que leurs parties concaves soient en regard et que leurs axes BB' se confondent. Placez, d'une part, au foyer F du miroir A, un corps chaud et non incandescent; et placez, d'une autre part, deux thermomètres très-sensibles, savoir : l'un au foyer F' du miroir A', et l'autre au point M, situé à égale distance de F et de F'. Les choses étant ainsi disposées, voici ce qu'on observe : Lorsque le corps chaud est un petit boulet de fonte voisin de la chaleur rouge, le thermomètre F' s'élève en 5 à 6 minutes de plusieurs degrés, par exemple, de 7 à 8°, et le thermomètre M s'élève seulement d'un degré et demi à 2°; mais lorsque le corps n'est qu'un petit matras d'eau bouillante, le thermomètre M reste presque stationnaire, tandis que l'autre monte d'une manière très-sensible. Les miroirs s'échauffent, mais à peine, dans un espace de temps même très-considérable. Si le corps chaud était incandescent; par exemple, si c'était des charbons brûlans, et qu'on rendît la combustion plus active avec un soufflet, la chaleur au point F' serait assez grande pour y enflammer de l'amadou, de la poudre à canon, du soufre, etc. (*a*).

(*a*) Au lieu de deux thermomètres, on n'a employé (pl. xv) que le thermomètre différentiel de M. Leslie. Ce thermomètre, dont on trouvera la description (47), a la propriété d'indiquer la différence de température de deux espaces, dont le plus chaud est occupé par la boule remplie en partie de liquide, et appelée *boule focale*, et dont l'autre est occupé par l'autre boule.

On ne peut expliquer ces phénomènes en supposant que la chaleur du corps placé en *F* se communique de proche en proche au point *F'* par les couches d'air intermédiaires ; car, dans cette hypothèse, les points *M*, etc., seraient plus élevés en température que le point *F'*, et c'est ce qui n'est pas. On ne peut bien s'en rendre compte qu'en supposant que le corps chaud placé au foyer *F* lance de toutes parts du calorique rayonnant, de même qu'un corps lumineux lance des rayons de lumière ; et que le calorique rayonnant, de même que le fluide lumineux, traverse l'air, et est réfléchi par les miroirs polis. En effet, on voit alors que toute la surface du miroir *A* reçoit du calorique rayonnant du corps chaud ; et l'on trouve facilement que tous les rayons de calorique, en vertu de la courbure du miroir, sont réfléchis parallèlement à l'axe, vont frapper le miroir *A'*, sont réfléchis de nouveau par ce miroir, et passent tous au point *F'*; en sorte qu'en plaçant en ce point un thermomètre capable d'absorber le calorique rayonnant, il s'y élèvera plus que dans tous les autres points.

Soit, par exemple, le rayon *FR* ; ce rayon fera, avec la tangente *tg*, au point *R* sur lequel il tombe, un certain angle *FRg* ; mais, en se réfléchissant, il en fera un autre *tRS*, qui devra être égal à l'angle *FRg*, et tel que *RS*, qui représente le rayon réfléchi, sera parallèle à l'axe. Parvenu en *S*, il se réfléchira de nouveau, en faisant avec la tangente *mn*, au point *S*, un angle de réflexion *F'sm* égal à l'angle d'incidence *RSn*; d'où il suit qu'il passera en *F'*. Soit à présent un autre rayon quelconque ; il se réfléchira toujours parallèlement à l'axe, et parvenu au miroir *A'*, il subira une nouvelle réflexion qui le portera en *F'*.

32. Il suit de tout ce que nous venons de dire, qu'un corps chaud, placé dans l'air, est le centre d'une multitude de rayons calorifiques ; que ces rayons traversent l'air

presque librement, et que le miroir en absorbe quelques-uns et réfléchit tous les autres. Mais s'il arrive que ce corps chaud soit en présence d'un autre corps aussi chaud ou plus chaud que lui, il recevra du calorique rayonnant de celui-ci, en même temps qu'il lui en enverra, puisque tous deux en lanceront de toutes parts; et l'on conçoit qu'il n'y a pas de raison pour que cet effet n'ait pas lieu à une température de moins en moins élevée : seulement alors le rayonnement prendra une marche décroissante. Nous sommes donc conduits à admettre que les corps rayonnent ou lancent du calorique à toute espèce de température; le calorique fait sans cesse effort pour s'en échapper, et c'est dans la quantité de cet effort ou de cette tension que consiste leur température. Or, dans cette hypothèse, que devient le calorique lancé par un corps quelconque ? il traverse l'air, comme le fait le calorique rayonnant du corps placé au foyer du miroir parabolique; il traverserait également tous les gaz qu'il pourrait rencontrer sur son passage. Arrivé à la surface des corps solides et liquides, il est en partie réfléchi, et en partie absorbé par ces corps; c'est-à-dire, qu'il se comporte avec eux comme s'il tombait sur le miroir : il n'y a de différence à cet égard que dans les quantités de calorique absorbées et réfléchies; d'où l'on voit qu'un corps quelconque, solide ou liquide, lance, absorbe, et réfléchit sans cesse du calorique rayonnant. Il lance une partie de celui qu'il contient, et il absorbe et réfléchit une partie de celui qui lui arrive continuellement. Ces diverses propriétés sont connues, la première, sous le nom de *pouvoir émissif*; la seconde, sous celui de *pouvoir absorbant*; et la troisième, sous le nom de *pouvoir réfléchissant*. Ces pouvoirs dépendent principalement de la température et du poli de la surface des corps.

1°. *De la Température.* — Plus un corps est chaud, et plus il a de pouvoir émissif; car alors, plus le calorique de

ce corps a de tension, ou plus il fait effort pour s'en dégager : c'est ce que l'on a occasion d'observer sans cesse.

2°. *Du Poli du corps.* — Si l'on fait tomber beaucoup de calorique rayonnant sur un corps métallique bien poli, ce corps s'échauffera à peine; d'où il faut conclure que presque tout le calorique sera réfléchi. Mais si, après avoir dépoli ce corps en le rayant avec du sable, etc. on l'expose de nouveau à l'action de la même quantité de calorique, il s'échauffera très-fortement; d'où il suit que presque tout le calorique sera absorbé : on voit donc déjà que le poli influe sur le pouvoir réfléchissant et sur le pouvoir absorbant. Prouvons qu'il n'influe pas moins sur le pouvoir émissif. Si l'on remplit d'eau bouillante deux vases de même nature et de même dimension, que l'un soit bien poli et que l'autre ne le soit pas, ils se refroidiront inégalement, quoique placés tous deux dans les mêmes conditions. Le refroidissement du premier sera bien plus lent que celui du second : donc, le pouvoir émissif de celui-ci sera bien plus grand que celui de l'autre.

En général, plus un corps a de poli, et plus son pouvoir réfléchissant est grand, et ses pouvoirs émissif et absorbant sont faibles; moins il a de poli, et plus, au contraire, son pouvoir réfléchissant est faible, et ses pouvoirs émissif et absorbant sont considérables. Par conséquent, en recouvrant un corps poli d'une légère couche d'un corps quelconque qui ne le soit pas, ou ne le soit que peu, on doit singulièrement diminuer son pouvoir réfléchissant et augmenter ses pouvoirs émissif et absorbant; c'est ce qui a lieu en effet : on peut facilement s'en convaincre de la manière suivante : Que l'on prenne un vase cubique de fer-blanc; qu'on recouvre trois de ses faces, l'une de noir de fumée, en l'exposant à la flamme d'une bougie; l'autre de papier, la troisième d'un vernis, et qu'on ne recouvre la quatrième d'aucun corps; ensuite, après avoir rempli

ce vase d'eau bouillante, qu'on en mette successivement les faces au foyer et en regard d'un miroir, et l'on verra que la face brillante fera monter beaucoup moins que les autres le thermomètre placé au foyer d'un autre miroir vis-à-vis du premier; par exemple, huit fois moins que celle qui est couverte de noir de fumée (*a*). Tout restant dans le même état, que l'on recouvre de noir de fumée le miroir au foyer duquel se trouve le vase cubique de fer-blanc, et dès-lors ce miroir acquerra la propriété de s'échauffer et de réfléchir si peu de calorique, que le thermomètre placé au foyer de l'autre montera à peine.

3°. On pourrait être tenté d'attribuer la propriété qu'ont les corps non polis d'absorber et d'émettre, etc., plus de calorique que les corps polis, à ce que ceux-ci ont moins de surface que ceux-là. Mais M. Leslie a prouvé que cet effet dépendait d'une autre cause. Si l'on fait un certain nombre de raies dans le même sens sur l'une des faces brillantes d'un vase cubique de fer-blanc; si l'on en fait ensuite le même nombre sur une autre face du cube, mais moitié dans un sens, moitié dans l'autre, on verra qu'en remplissant le vase d'eau bouillante, et procédant d'ailleurs à l'expérience comme nous l'avons dit précédemment, il se dégagera sensiblement plus de calorique par la face qui portera des raies croisées que par l'autre. C'est que, par l'entrecroisement des raies, il se forme des pointes, et que les pointes transmettent plus facilement le calorique que les corps ronds. (*Voy.*, pour plus de détails sur le calorique rayonnant, les mémoires de MM. Leslie et le comte de Rumford, la théorie de la chaleur par M. Fourier (*Ann.*

(*a*) Il ne faudrait pas que la couche de vernis fût trop épaisse; car comme les corps gras sont de mauvais conducteurs du calorique, il s'ensuivrait que le calorique n'arriverait que difficilement jusqu'à la surface, et que, par conséquent alors, la couche, au lieu de favoriser le dégagement du calorique, s'y opposerait.

de Chimie et de Physique, t. III, p. 350, et t. IV, p. 128), et l'ouvrage de Physique de M. Biot.)

De l'Équilibre du calorique.

33. Toutes les fois que deux corps sont à des températures différentes, le plus chaud cède du calorique à l'autre, de manière que tous deux finissent par acquérir la même température : on dit alors qu'ils contiennent des quantités de calorique qui se font équilibre, ou qui sont au même degré de tension, parce qu'elles réagissent de la même manière sur le thermomètre. Cet effet a lieu entre les corps qui sont à distance, comme entre ceux qui se touchent. Nous allons d'abord nous occuper de ce qui a lieu dans le premier cas; nous verrons ensuite ce qui arrive dans le second.

Equilibre à distance.—Nous avons vu que tous les corps placés dans l'air émettaient, absorbaient, et réfléchissaient sans cesse du calorique rayonnant; par conséquent, un corps dont la température ne change pas en émet et en absorbe la même quantité, quelle que soit d'ailleurs celle qu'il réfléchisse. Mais puisque les corps qui sont à des températures différentes finissent par arriver à la même température, il faut nécessairement que ceux qui sont chauds émettent plus de calorique qu'ils n'en absorbent, et que ceux qui sont froids en absorbent au contraire plus qu'ils n'en émettent; de telle manière que les quantités émises et les quantités absorbées par le même corps se rapprochent sans cesse du terme où elles seront égales, et enfin l'atteignent : alors l'équilibre est nécessairement établi.

C'est au moyen de cette théorie, due à M. Pierre Prévost, que l'on explique facilement le résultat d'une expérience très-curieuse qui a été faite par MM. de Saussure et Pictet. Si, au lieu d'un corps chaud, on met de la neige

au foyer d'un miroir concave, le thermomètre à air, placé à l'autre foyer, descend de plusieurs degrés. Plusieurs physiciens ont pensé, d'après cela, qu'il existait un fluide frigorifique, et que ce fluide se réfléchissait comme celui de la chaleur; mais, pour expliquer ce résultat, il n'est pas nécessaire d'admettre l'existence d'un fluide particulier : nous dirons plus; un tel résultat, tout extraordinaire qu'il paraît, est une conséquence nécessaire de la propriété qu'ont tous les corps de lancer du calorique rayonnant, et de la tendance qu'ils ont à se mettre en équilibre. Le thermomètre et la glace lancent du calorique de toutes parts : celui qui tombe sur le miroir au foyer duquel se trouve le thermomètre est réfléchi de manière à être porté sur la glace; tandis que celui qui tombe sur le miroir au foyer duquel se trouve la glace est réfléchi de manière à être porté sur le thermomètre. Il suit de là que, au moyen des miroirs, les échanges de calorique entre le thermomètre et la glace sont très-multipliés; mais comme la glace absorbe plus de calorique qu'elle n'en dégage, le thermomètre doit descendre et la glace fondre. Nous ne tenons pas compte ici des échanges directs, qui ne doivent avoir que très-peu d'influence sur les résultats de l'opération.

Equilibre du calorique au contact. — Lorsque les corps, loin d'être à distance, comme nous venons de le supposer, sont en contact les uns avec les autres, le calorique passe immédiatement des plus chauds dans les plus froids, de la même manière que d'une molécule à une autre dans l'intérieur d'un même corps; mais ce passage se fait-il alors par rayonnemens? Tout nous porte à le croire. Quoi qu'il en soit, l'équilibre s'établit en peu de temps, et dans un temps plus ou moins court en raison de la capacité des corps pour le calorique (54), et de la faculté plus ou moins grande qu'ils ont de conduire ce fluide (36).

S'il est vrai que le calorique tend toujours à se mettre

en équilibre, nous en enlevons nécessairement une certaine quantité aux corps qui sont au-dessus de notre température, et nous en cédons au contraire une portion à ceux qui sont au-dessous ; de là résultent les deux sensations que nous connaissons sous les noms de *chaleur* et de *froid*. Ces deux sensations ne sont donc que l'effet, sur nos organes, d'une quantité plus ou moins grande de calorique ; mais elles sont singulièrement modifiées par la température de l'atmosphère, très-variable dans le cours de l'année. Nos organes s'accoutument aux sensations prolongées, de sorte que le corps qui nous paraissait un peu froid finit par ne plus l'être au bout d'un certain temps. Si alors nous venons à toucher ce même corps après que sa température aura été élevée de quelques degrés, il devra nous paraître chaud, parce que ce corps nous enlèvera moins de calorique dans le même temps. Voilà pourquoi les caves profondes, qui sont toujours à 12°,5, nous paraissent froides en été, où l'air est au-dessus de 20°, et chaudes en hiver, où l'air est au-dessous de 0 ; voilà pourquoi l'eau des puits nous paraît très-fraîche dans l'été, et pour ainsi dire chaude dans l'hiver.

De l'Elasticité, de la Ténuité, de l'Invisibilité et de l'Impondérabilité du calorique.

34. De ces propriétés les trois premières sont évidemment prouvées par ce qui précède. Le calorique est parfaitement élastique, puisqu'il fait sans cesse effort pour s'élancer des corps, et que c'est à lui que les corps, et particulièrement les gaz, doivent leur élasticité.

Il faut que le calorique soit d'une ténuité prodigieuse ; autrement il serait impossible de concevoir comment une multitude de rayons calorifiques peuvent traverser l'air en tous sens, et s'entrecroiser, sans qu'il en résulte aucune déviation dans leur route. Nous ne concevrions pas non

plus comment le calorique peut s'introduire dans tous les corps, et passer à travers tous, à tel point qu'aucun ne peut le contenir. Quant à son invisibilité, elle n'est pas moins évidente, puisque le calorique va sans cesse d'un corps à l'autre sans que l'œil puisse le saisir. Voyons maintenant comment il est possible d'établir son impondérabilité.

35. La plupart des corps, en se combinant, laissent dégager une grande quantité de calorique : or, ils sont aussi pesans après qu'avant leur combinaison; le calorique est donc impondérable, ou du moins s'il est pesant, nos balances ne sont pas assez sensibles pour en apprécier le poids. Pour constater ces importans résultats, on prendra un flacon de deux litres, dont le bouchon sera de verre et bien usé, et l'on y versera environ 250 grammes d'eau et 250 grammes d'acide sulfurique, mais de manière qu'ils ne se mêlent pas, et que le liquide le plus lourd, qui est l'acide, occupe la partie inférieure. A cet effet, on versera l'eau la première; ensuite on fera plonger un tube au fond du flacon, et on versera l'acide par ce tube : alors on retirera le tube, on bouchera bien exactement le flacon, on l'essuiera et on le pésera à une balance sensible à un demi-milligramme. Cela étant fait, on agitera doucement le flacon jusqu'à ce que l'eau et l'acide, qui formaient deux couches très-distinctes, n'en forment plus qu'une et soient combinés : il en résultera un grand dégagement de calorique, c'est-à-dire que le vase s'échauffera beaucoup. Lorsque ce vase sera revenu à sa température primitive, on le pésera de nouveau, et l'on verra qu'il n'aura pas sensiblement diminué de poids. Cependant il se sera dégagé beaucoup de calorique à travers ses parois, d'où l'on conclura que le poids du calorique est inappréciable.

De la Propagation du Calorique à travers les corps.

36. Lorsqu'on expose l'extrémité d'un corps solide à l'action du feu, non-seulement les parties qui composent cette extrémité s'échauffent, mais les parties environnantes, jusqu'à une certaine distance, s'échauffent elles-mêmes, de manière que leur température va en décroissant, à partir du foyer. Tous les corps ne possèdent pas également la propriété de propager le calorique ; il y a même une grande différence à cet égard. Ceux qui la possèdent à un haut degré s'appellent *bons conducteurs du calorique :* tels sont la plupart des métaux. Ceux qui la possèdent à un faible degré s'appellent *mauvais conducteurs :* tels sont le bois, le charbon, les graisses : aussi sait-on qu'on ne peut, sans se brûler, tenir par une extrémité une barre de fer de quelques centimètres de long qu'on fait rougir par l'autre ; tandis qu'on peut faire cette expérience sans danger avec un morceau de charbon. En général, plus un corps est pesant, et plus, à quelques exceptions près, il est bon conducteur du calorique.

37. Les liquides sont de mauvais conducteurs du calorique, plus mauvais même que le charbon. En effet, prenez un vase de verre, remplissez-le à moitié d'un liquide à la température ordinaire, par exemple, de mercure ; versez-y ensuite un liquide chaud plus léger que le premier, par exemple, de l'eau bouillante ; le liquide inférieur, c'est-à-dire le mercure, ne s'échauffera que lentement (*a*).

Cependant, lorsqu'on met sur le feu un vase plein d'eau, elle ne tarde point à entrer en ébullition : c'est

(*a*) On concevra facilement, d'après cela, pourquoi, dans les mers et dans les lacs, l'eau, en été, est quelquefois à 20° à la surface, tandis qu'à 5 ou 6 mètres au-dessous, elle n'est qu'à une température bien inférieure.

qu'alors la couche inférieure, s'échauffant par son contact avec les parois du vase, devient plus légère que les autres couches, et s'élève à la partie supérieure; la seconde prend sa place et s'élève à son tour, etc.; de sorte qu'il en résulte deux courans, l'un ascendant d'eau chaude, et l'autre descendant d'eau froide, jusqu'à ce que l'eau soit en ébullition. M. de Rumford, qui a fait beaucoup d'expériences à cet égard, croit même que c'est par ce seul moyen que les liquides s'échauffent, et que la conductibilité n'y entre pour rien. Mais ce que nous avons dit prouve qu'elle contribue réellement à les échauffer.

38. Quoique les liquides conduisent très-difficilement le calorique, les gaz le conduisent plus difficilement encore; on ne peut même pas constater s'ils sont réellement conducteurs, parce que, en les mettant en contact avec un corps chaud, le calorique de celui-ci s'élance entre leurs molécules sous forme de rayons. Toutefois ils s'échauffent rapidement, en raison surtout de leur peu de capacité pour le calorique et de la mobilité de leurs molécules; propriété qui les rend capables de former des courans ascendans chauds et des courans descendans froids, comme les liquides. (Voy. *les Lois de la Propagation du calorique à travers les corps,* dans l'ouvrage de Physique de M. Biot.)

De la Dilatation.

39. Tous les corps que l'on expose à une température supérieure à la leur se dilatent, à moins qu'ils ne soient suffisamment comprimés; leur dilatation est d'autant plus grande, que la température à laquelle on les expose est plus élevée. Il n'y a qu'un petit nombre de corps qui fassent exception; et encore n'est-ce que dans les degrés voisins de leur passage de l'état solide à l'état liquide. C'est ainsi, par exemple, qu'à 4 degrés, l'eau occupe moins de volume qu'à 3°; à 2°, moins qu'à 1°;

à 1°, moins qu'à 0° liquide; à 0° liquide, moins qu'à 0° solide. Ce phénomène dépend, selon toute apparence, de ce qu'alors les molécules tendent à s'arranger de manière à donner naissance à des cristaux, et de ce que cet arrangement nécessite un plus grand écartement entre elles. Quoi qu'il en soit, hormis ces exceptions, qui sont en très-petit nombre et qui n'ont lieu que pour une très-petite partie de l'échelle thermométrique, la loi est générale; et l'on remarque que, pour un même nombre de degrés de cette échelle, les solides se dilatent moins que les liquides, et ceux-ci moins que les gaz, ce qui provient sans doute de ce que les premiers ont beaucoup plus de cohésion que les seconds, et les seconds plus que les derniers.

40. *Dilatation des Gaz.* — La dilatation de tous les gaz est uniforme et égale, pour chaque degré du thermomètre centigrade, à $\frac{1}{266,67}$ de leur volume à 0°, sous la pression atmosphérique. C'est à MM. Dalton et Gay-Lussac qu'on doit la découverte de cette loi. Prouvons d'abord qu'elle est vraie pour l'air; nous prouverons ensuite qu'elle l'est pour les autres gaz.

Prenez un tube gradué, d'un petit diamètre, plein d'air sec, ouvert par l'une de ses extrémités, et terminé à l'autre par une boule dont la capacité, ainsi que celle des divisions du tube, soit connue (*a*); introduisez dans le tube une petite colonne de mercure pour renfermer l'air de la boule et d'une partie de ce tube, et en même temps pour servir d'index. Placez-le ensuite horizontalement dans une petite cuve en fer-blanc, à une légère distance du fond,

(*a*) On détermine le rapport de la capacité de la boule avec celle des divisions du tube de la manière suivante : on pèse le tube vide et on note son poids; ensuite on remplit la boule de mercure en la chauffant, et plongeant l'extrémité du tube dans ce métal; on pèse de nouveau le tube, et soustrayant du poids trouvé celui du tube vide, on a le poids du mercure contenu dans la boule. Alors déterminant, par une méthode analogue, le

de manière que le tube, depuis son extrémité jusqu'à l'index, se trouve au dehors, en passant à travers un bouchon adapté à une ouverture pratiquée dans la paroi latérale de la cuve; puis recouvrez de glace fondante la boule et la portion du tube qui est entre elle et l'index. Par l'action de la glace fondante, l'air se condensera, et vous jugerez qu'il sera arrivé à zéro lorsque l'index, qui d'abord se sera porté du côté de la boule, se fixera en un point que vous noterez soigneusement : alors mettez de l'eau dans la cuve; portez cette eau à 10°, de 10° à 20°, de 20° à 30°, et enfin à 100°; observez attentivement la marche de l'index, qui indique la dilatation de l'air; et vous verrez que ce fluide, en passant de 0° à 10°, se dilatera autant qu'en passant de 10° à 20°, de 20° à 30; et qu'enfin en passant de 0° à 100°, il se dilatera de 0,375 de son volume. Or, puisque la dilatation est la même en passant de 0° à 10°, de 10° à 20°, de 20° à 30°, etc., il s'ensuit que, par chaque degré, l'air se dilate de $\frac{0,375}{100} = 0,00375 = \frac{1}{266,67}$ du volume qu'il occupe à 0°. Pour que l'expérience soit exacte, il faut, à mesure que le gaz se dilate, enfoncer le tube dans la cuve, de manière que le mercure affleure continuellement sa paroi. Sans cela, toute la masse d'air sur laquelle on opèrerait ne serait point soumise à la température de l'eau de la cuve, et sa dilatation serait un peu moins grande qu'elle ne devrait l'être.

40 *bis*. Pour concevoir plus aisément la loi précedente, l'on peut encore supposer que la capacité de la boule soit 266$^{\text{fois}}\frac{2}{3}$ aussi grande que chaque division du tube; que la boule soit pleine d'air à 0°; que l'index soit à la naissance du tube du côté de la boule, et qu'on élève suc-

---

poids du mercure que peut contenir un certain nombre des divisions du tube, lesquelles sont toutes d'égales capacité, on en conclut facilement le rapport cherché, puisqu'il suffit de diviser le poids du mercure de la boule par celui de l'une des divisions. (*Voy*. comment on gradue un tube.) (46).

cessivement la température de 1, 2, 3, 40°; alors l'air se dilatera de manière à occuper toute la boule, plus 1, 2, 3, 40 divisions du tube : donc la dilatation sera par chaque degré celle que nous venons d'énoncer.

Sachant que l'air se dilate, pour chaque degré, de $\frac{1}{266,67}$ de son volume à 0°, il est facile de prouver que tous les gaz sont dans le même cas. Il suffit pour cela de prendre deux tubes de verre, fermés par l'une de leurs extrémités, gradués avec le plus grand soin, et de dimensions parfaitement égales; de les remplir d'abord de mercure, puis d'introduire dans l'un la moitié de son volume du gaz sur lequel l'essai doit être fait, et dans l'autre la moitié de son volume d'air; de porter l'appareil dans une étuve dont la température puisse être élevée à volonté, et d'observer la marche de la dilatation des gaz. L'observation fera voir que cette marche est absolument la même : donc la loi est générale. Or, tous les gaz se dilatant également et uniformément, n'est-il pas extrêmement probable que leur dilatation est proportionnelle à la marche effective de la chaleur ?

On peut prouver aussi, à l'aide du même appareil, que les vapeurs se dilatent dans le même rapport que les gaz; mais il faut préalablement échauffer cet appareil, en le tenant pendant quelque temps dans une étuve dont la température doit être pour l'éther, par exemple, de 60°. Alors, faisant passer de la vapeur éthérée dans l'un de ces tubes, et de l'air dans l'autre, de manière qu'ils correspondent chacun à la même division, on élève la température de 60 à 100°, et l'on voit que la marche des deux fluides ne diffère en rien.

Puisque la dilatation des gaz est égale pour chaque degré à $\frac{1}{266,67}$ de leur volume à 0°, connaissant le volume d'un gaz à une température quelconque, on saura aisément ce que deviendra ce volume à toute autre température. En effet, on aura la dilatation du volume du gaz pour chaque

degré, en divisant ce volume par 266,67, plus ou moins le nombre d'unités dont la température du gaz sera au-dessus ou au-dessous de zéro (*a*). Cette dilatation étant connue, on la prendra autant de fois qu'il y aura de degrés entre les deux températures, et on ajoutera la somme au volume, ou on l'en retranchera, selon que ce volume devra être plus ou moins grand que le volume cherché.

Supposons qu'on ait 100 parties de gaz à + 40°, et qu'on veuille connaître le volume de ce gaz à + 20°, on divisera 100 par $266\frac{2}{3} + 40$, ou par $306\frac{2}{3}$, et l'on obtiendra pour quotient 0,326; ce quotient, multiplié par 20, donnera 6,520, qui, retranchés de 100, donneront 93^{parties},48 pour le volume qu'occuperont les 100 parties de gaz à + 20°.

41. Nous avons supposé, dans ce que nous venons de dire de la dilatation des gaz, qu'ils étaient soumis à une pression constante, capable de céder à leur force expansive. Mais qu'arriverait-il s'ils n'étaient comprimés extérieurement par aucun corps, ni par l'air, ni par les parois des vases qui les recèlent? Comme ils sont sans cohésion, et qu'ils n'obéissent qu'à la force répulsive du calorique, ils se raréfieraient indéfiniment à une température quelconque. Que l'on prenne un vase plein d'air, qu'on l'adapte à la machine pneumatique, et que l'on mette cette ma-

---

(*a*) Car le volume d'un gaz au-dessus de zéro égale son volume à zéro, plus la dilatation pour chaque degré, prise un nombre de fois égale au nombre de degrés dont la température est au-dessus de zéro. Or, son volume à zéro égale cette dilatation prise $266\frac{2}{3}$: donc, en divisant le volume au-dessus de zéro par $266\frac{2}{3}$, plus autant d'unités qu'il y en a dans le nombre de degrés dont la température est au-dessus de zéro, on aura la dilatation pour chaque degré. Si le gaz était au-dessous de zéro, il faudrait évidemment diviser son volume, non pas par $266\frac{2}{3}$, plus le nombre d'unités, mais par $266\frac{2}{3}$, moins le nombre d'unités dont la température serait au-dessous de zéro. Au reste, c'est ce que l'on concevra avec assez de facilité si l'on se rappelle ce que nous avons dit précédemment (4p *bis*), et si l'on observe que rien ne s'oppose à ce que l'on considère le volume du gaz à zéro comme formé de 266 parties $\frac{2}{3}$.

chine en jeu, on retirera continuellement du vase une certaine quantité d'air; et cependant ce vase sera toujours plein : donc, à mesure qu'on retirera une portion d'air, le reste se raréfiera de manière à occuper toujours le même espace. Or, l'air ne peut se raréfier sans que le calorique qu'il contient ne diminue de tension; par conséquent, à mesure qu'il se raréfiera il devra en même temps se refroidir, et c'est en effet ce qui a lieu. Il est possible même que le froid soit très-considérable : le thermomètre ordinaire ne peut l'indiquer parce qu'il a trop de masse, et que, par cette raison, en s'abaissant un peu, il fait monter l'air raréfié d'un grand nombre de degrés. Il y a donc dans cette expérience une certaine quantité de calorique qui devient insensible au thermomètre. Nous connaîtrons par la suite ce calorique sous le nom de *calorique latent.*

42. *Dilatation des solides et des liquides.* — Il n'en est point de la dilatation des solides et des liquides comme de celle des gaz.

Les solides sont très-peu dilatables; ils le sont tous inégalement : ainsi, placés dans les mêmes circonstances, l'étain l'est plus que le cuivre, et le cuivre plus que le fer.

Chaque solide en particulier se dilate même d'une manière inégale, suivant MM. Dulong et Petit, pour le même nombre de degrés pris sur différentes parties de l'échelle thermométrique; c'est-à-dire que la dilatation de l'un d'entre eux n'est jamais proportionnelle au degré de chaleur qu'il éprouve; elle croît avec la température, de sorte qu'un métal, par exemple, se dilate un peu plus en passant de 200° à 300°, qu'en passant de 100° à 200°. Cet accroissement devient surtout très-sensible vers les températures voisines de la fusion des corps. Il est à remarquer que la dilatation du verre est plus rapide que celle des métaux, et que celle-ci est plus rapide elle-même que celle du mercure.

43. Les divers liquides nous présentent dans leur dila-

tation des phénomènes analogues aux solides. Non-seulement ils se dilatent inégalement, mais il n'en est aucun dont la dilatation soit uniforme ou proportionnelle à la température. La différence, toujours petite, à la vérité, devient de plus en plus grande à mesure que la température s'élève.

Par conséquent, les thermomètres solides et liquides ne doivent point indiquer tout-à-fait la quantité du calorique ajoutée ou soustraite; il faut pourtant en excepter : 1°. le thermomètre à mercure, entre le 36me degré sous zéro et le degré de l'eau bouillante, car sa marche est la même que celle du thermomètre à air, phénomène dû à ce que la loi de la dilatation du verre se combinant avec celle du mercure, il en résulte une compensation exacte (46); 2°. les thermomètres solides, entre le terme de l'eau bouillante et les termes inférieurs, parce qu'il paraît que ce n'est qu'au-dessus de 100° que l'on observe bien que la dilatation des corps solides n'est pas sensiblement proportionnelle à la chaleur qu'ils éprouvent. Du moins, d'après les expériences faites en 1782 par MM. Lavoisier et Laplace, (*Annales de Chimie et de Physique*, tome 1, page 101), la dilatation linéaire entre la température de la glace fondante et celle de l'eau bouillante, est, par chaque degré du thermomètre centigrade, pour les corps suivans, savoir :

Pour Glace de Saint-Gobin .... de	$\frac{1}{112247}$
Tube de verre sans plomb	$\frac{1}{111408}$
Flint-glass anglais	$\frac{1}{124834}$
Verre de France avec plomb	$\frac{1}{114680}$
Cuivre	$\frac{1}{58205}$
Cuivre jaune ou laiton	$\frac{1}{53215}$
Fer doux forgé	$\frac{1}{81937}$
Fer rond passé à la filière	$\frac{1}{81157}$
Acier non trempé	$\frac{1}{92699}$
Acier trempé, jaune, recuit à 65°	$\frac{1}{80674}$
Plomb	$\frac{1}{35108}$

Etain des Indes ou de Mélac......... de	$\frac{1}{51609}$
Etain de Falmouth................	$\frac{1}{46161}$
Argent de coupelle................	$\frac{1}{52363}$
Argent au titre de Paris.............	$\frac{1}{52392}$
Or de Paris......................	$\frac{1}{68202}$
Or au titre de Paris, non recuit......	$\frac{1}{64452}$
Or au titre de Paris, recuit.........	$\frac{1}{66067}$
Platine, selon Borda...............	$\frac{1}{116748}$

Citons maintenant les résultats dont MM. Petit et Dulong ont tiré les conséquences auxquelles ils sont parvenus (*Ann. de Chim. et de Phys.*, t. VII, p. 113). Ils ont trouvé que la dilatation moyenne absolue était par chaque degré du thermomètre à air, corrigé de la dilatation du verre,

	Entre 0° et 100°.	Entre 100° et 200°.	Entre 200° et 300°.	Entre 100° et 300°.	
Pour le fer.......	$\frac{1}{28200}$	»	»	$\frac{1}{22700}$	
Pour le cuivre...	$\frac{1}{19400}$	»	»	$\frac{1}{17700}$	
Pour le verre....	$\frac{1}{38700}$	$\frac{1}{36300}$	$\frac{1}{32900}$	»	
Pour le mercure	$\frac{1}{5550}$	$\frac{1}{5425}$	$\frac{1}{5300}$	»...	Entre 0° et 100°, MM. Lavoisier et Laplace l'avaient trouvée de $\frac{1}{6522}$.
Pour le mercure, y compris l'effet de la dilatation du verre qui le contient.	$\frac{1}{6480}$	$\frac{1}{6578}$	$\frac{1}{6318}$	»	

En multipliant les dénominateurs par 3 pour avoir la dilatation linéaire du fer, du cuivre et du verre, on obtiendra sensiblement celle qui est indiquée par MM. Lavoisier et Laplace.

Thermomètres.

44. C'est sur la propriété qu'ont les corps de se dilater que sont fondés les thermomètres. On en distingue trois sortes : les premiers sont construits avec des corps solides, et sont destinés à mesurer les hautes températures; les seconds avec des liquides, et servent aux mesures des températures basses et moyennes; les troisièmes avec de l'air,

et ne s'emploient que lorsqu'il s'agit de reconnaître que la température subit de légères variations.

45. *Thermomètres solides.* — Les thermomètres solides prennent le nom de *pyromètres.* La plupart ne sont que des verges métalliques disposées de manière à apprécier la dilatation que la chaleur leur fait éprouver : cependant le plus généralement employé, et le seul que nous décrirons, a pour base la propriété qu'a l'argile de prendre du retrait quand on l'expose à une haute température. Ce pyromètre, connu sous le nom de son inventeur, *Wegdwood*, est composé de deux pièces : la première est un petit cylindre d'argile de 12,7 millimètres de diamètre, de 14 à 15 millimètres de longueur, un peu aplati d'un côté, et cuit à une chaleur rouge ; la seconde est une jauge destinée à mesurer la diminution de volume de l'argile chauffée ; elle est formée d'une plaque en cuivre ou en laiton, sur laquelle sont soudées deux règles de même métal, parfaitement égales, et longues de 609,592 millimètres, formant un canal convergent, dont l'ouverture est de 12,7 millimètres à une extrémité, et de 7,62 millimètres à l'autre ; l'une des règles est divisée en 240 parties égales qu'on appelle *degrés* ; le 0° de l'échelle est placé à l'extrémité la plus large. On divise ordinairement l'instrument en deux, afin de le rendre plus portatif, et l'on a ainsi sur la même plaque deux canaux convergens, dont l'un est la suite de l'autre. (*Voy.* pl. XVI, fig. 1.)

$CC'C''C'''$, plaque de laiton.

DD', rainure formée par les deux règles EE', FF'.

GG', autre rainure faisant suite à la première, et formée par les deux règles FF', HH'.

I, petit cylindre d'argile entrant dans la rainure DD'.

L, fig. 2, petit creuset ou étui terreux, très-réfractaire, pour calciner le cylindre d'argile.

Pour que cet instrument puisse être comparable, il faut que

les petits cylindres soient constamment formés avec la même argile, et que cette argile soit absolument infusible.

Par exemple, s'agit-il de connaître la température à laquelle le cuivre fond, mettez un de ces petits cylindres dans le creuset avec le cuivre, et aussitôt que ce métal sera fondu, retirez le cylindre; laissez-le refroidir; regardez jusqu'à quel degré il peut avancer alors dans la jauge, et vous verrez qu'il ira jusqu'à 27°. Quand la substance est de nature à se vitrifier ou à s'attacher au cylindre, il faut préalablement le mettre dans un étui de terre à creuset (*a*).

(*a*) Wedgwood s'était d'abord servi, pour former ces cylindres, d'argile blanche de Cornouailles, qui est composée, suivant lui, de 2 parties de silice et trois d'alumine. (Cette analyse n'est pas exacte, car toutes les argiles contiennent beaucoup plus de silice que d'alumine.) Mais, depuis, il a reconnu la nécessité d'y ajouter la moitié de son poids d'alumine pure, précipitée de l'alun par la potasse du commerce et lavée avec de l'eau bouillante. On se procurera donc de l'argile blanche de Cornouailles; on la délaiera dans l'eau; on laissera déposer un moment pour permettre aux matières étrangères de se rassembler au fond du vase; on décantera ensuite, en faisant passer à travers un tamis de soie très-fin l'argile en suspension, qui, peu à peu, se précipitera; on décantera l'eau devenue claire, et on fera sécher. On mêlera alors cette argile sèche avec la moitié de son poids d'alumine pure; on délaiera le tout dans deux cinquièmes d'eau en poids; on pétrira avec le plus grand soin la pâte qu'on obtiendra ainsi; on la fera passer, à l'aide d'une légère pression, par des trous pratiqués au fond d'un cylindre de fer un peu épais, et l'on aura de longues baguettes qu'on coupera en pièces de longueur convenable. Ces trous devront avoir précisément la même forme que les pièces, c'est-à-dire celle d'un cylindre dont on aurait enlevé un petit segment : quant à leur diamètre, il sera d'environ 13,15 millim. (l'auteur ne l'indique pas), ou plutôt il sera tel que chaque pièce, après sa dessiccation, en ait un de 12,7 millimètres. Toutes seront séchées à la chaleur de l'eau bouillante; puis on les examinera, afin de s'assurer qu'elles correspondent au 0° de la jauge. Quand bien même elles y entreraient d'un à deux degrés, on pourrait les regarder comme bonnes : seulement il faudrait marquer ce nombre sur un des bouts de la pièce pour le déduire de la température observée. Dans tous les cas, il sera utile de les faire cuire dans un four jusqu'au rouge naissant : par ce moyen, elles prendront assez de dureté pour qu'elles puissent être exposées tout-à-coup à une très-haute chaleur sans éprouver de gerçures. (*Voyez* la *description du pyromètre.* (*Transact. philosoph.*, LXXII, LXXIV et LXXVI.)

Le 0° de ce pyromètre correspond à 580°,55 du thermomètre centigrade; et chacun de ses degrés égale 72,22 degrés du même thermomètre, d'après Wedgwood; mais il est évident, d'après ce que nous avons dit de la dilatation des solides, que la marche de ce thermomètre n'est pas proportionnelle à celle de la chaleur (42), et qu'il en est de même de tous les pyromètres.

On attribue généralement à la perte d'une portion d'eau le retrait qu'éprouve l'argile à une haute température. Cette opinion est fondée pour les basses températures; mais elle est erronée pour les températures au-dessus de 29° du pyromètre, ainsi que Théodore de Saussure s'en est assuré par l'expérience suivante: un cylindre pyrométrique qui, avant d'avoir été chauffé, pesait 1gram,72, avait perdu, à 29°, 132 milligrammes; depuis ce terme jusqu'au 170me degré, il ne perdit plus rien, quoiqu'il eût diminué de plus d'un quart de son volume. Le retrait de l'argile ne peut donc être dû évidemment qu'à la combinaison plus intime de ses élémens.

46. *Thermomètres liquides.* — Plusieurs liquides peuvent être employés pour construire des thermomètres; celui qu'on doit préférer est le mercure, parce qu'il réunit trois principaux avantages: 1°. il supporte, avant de bouillir, une plus haute température que tous les autres liquides; 2°. il est plus sensible à l'action de la chaleur, à raison de sa conductibilité et de son peu de capacité pour le calorique: à la vérité, sa dilatation n'est point uniforme, pas plus que celle des solides et des autres liquides; mais elle le devient entre le degré de l'eau bouillante et le 36me degré sous zéro, lorsque le mercure est renfermé dans des enveloppes vitreuses, parce que la loi de dilatation du verre se combinant avec celle du métal, il en résulte, pour cette latitude de l'échelle thermométrique, une compensation exacte qui se conserve même presque dans son entier au-delà de 100°.

La première chose à faire dans la construction d'un thermomètre liquide, est de choisir un tube capillaire ou d'un très-petit diamètre. Ce tube doit être cylindrique, autant que possible, afin qu'en le divisant en parties égales, chaque division ait la même capacité. Il le sera évidemment si une petite colonne de mercure, introduite dans son intérieur et portée successivement dans tous ses points, au moyen d'une légère inclinaison, occupe par-tout la même longueur *(a)*. Lorsqu'il n'est pas possible de se procurer de tube cylindrique, ce qui arrive quelquefois, il faut prendre ceux qui s'en rapprochent le plus, et les partager en divisions d'égale capacité, par le procédé qui est dû à M. Gay-Lussac. A cet effet, on introduit dans le tube (planche XVI, fig. 4.) une petite colonne de mercure CC' que l'on amène vers l'une des extrémités A, et l'on fait avec un diamant sur le tube deux traits 1 et 2, qui indiquent la longueur de la colonne. Pour en avoir une seconde de même capacité, le premier moyen qui se présente est de faire glisser le mercure jusqu'à ce que son extrémité C' corresponde exactement au trait 2; mais ce moyen est si difficile à pratiquer que bientôt on est obligé d'y renoncer. On parvient sûrement et facilement au même but en amenant l'extrémité C' de la colonne de mercure au-delà et tout près du trait 2, par exemple en D'; après quoi, prenant la longueur de cette nouvelle colonne avec le compas, et appliquant l'une des pointes de celui-ci en C, l'autre vient tomber quelque part en D, et donne un intervalle CD sensiblement égal en capacité à l'intervalle CC': nous disons sensiblement, et la raison en est toute simple; c'est que l'espace $D'C$ est très-petit, et que d'ailleurs le tube par lui-même est presque cylindrique. Rien ne s'op-

---

(*a*) On introduit une petite colonne de mercure dans le tube, en plongeant l'une des extrémités du tube dans un bain de mercure, fermant l'autre extrémité avec le doigt, et enlevant le tube.

posera à ce que l'on répète l'opération de manière à avoir un 3e, un 4e intervalle, en sorte que le tube se trouvera partagé en un certain nombre de divisions d'égale capacité. Ces divisions seront aussi rapprochées que l'on voudra les unes des autres, puisque leur nombre dépend de la colonne de mercure, dont la longueur est arbitraire. Par conséquent l'on pourra considérer le diamètre du tube comme cylindrique dans l'étendue de l'intervalle compris entre deux divisions consécutives. Dès-lors, pour achever la division du tube, il ne restera plus qu'à partager chaque intervalle entre le même nombre de parties. Cette nouvelle division se fera, si l'on veut, sur une lame d'ivoire ou de cuivre. Après avoir tiré une ligne droite sur la lame, l'on placera le tube près de la ligne, et l'on marquera d'abord sur celle-ci tous les points qui correspondront exactement aux divisions du tube; puis l'on partagera les intervalles de ces divisions en parties égales avec un compas, et l'échelle du thermomètre se trouvera tracée : on l'attachera à l'instrument lorsqu'il sera construit.

Au lieu de tracer les divisions sur une échelle d'ivoire ou de cuivre, il vaudrait mieux les graver sur le verre; mais on ne peut bien le faire qu'avec une machine à diviser. Cette machine a d'ailleurs un autre avantage : c'est qu'elle permet de faire des divisions de l'égalité desquelles on est plus certain que de celles qui sont faites au compas.

S'étant ainsi procuré un tube soit cylindrique, soit divisé en petites portions d'égale capacité, et l'ayant desséché, on attache l'une de ses extrémités à l'ouverture d'une bouteille de caoutchouc (*gomme élastique*), et l'on expose l'autre à la flamme de la lampe jusqu'à ce que le verre se ramollisse; alors on arrondit en bouton la partie ramollie, à l'aide d'une petite tige de fer ou de cuivre; on continue de la chauffer jusqu'au rouge blanc, ayant soin de tourner doucement le tube entre les doigts; ensuite on retire

celui-ci de la flamme ; on le tient verticalement, de manière que la partie chauffée soit en haut ; puis pressant avec la main sur la bouteille de caoutchouc, l'extrémité du tube se trouve soufflée en boule. Si cette boule n'a pas la grosseur qu'on desire, on la ramollit à la lampe, en ayant toujours le soin de tourner le tube sur lui-même, et on le souffle de nouveau (*a*).

46 *bis*. Cela étant fait, on chauffe cette boule pour chasser une partie de l'air qu'elle contient ; on plonge ensuite l'extrémité du tube dans du mercure pur, sec et chaud (*b*) ; tout-à-coup le mercure s'élève, parvient peu à peu jusque dans la boule, et la remplit en partie à mesure qu'elle se refroidit. On répète cette opération deux ou trois fois, mais en portant chaque fois le mercure jusqu'à l'ébullition. Il se forme ainsi de la vapeur mercurielle qui chasse l'air de la boule et du tube, et qui, par sa condensation, opère un vide à l'aide duquel la boule et tout le tube se remplissent de mercure. Lorsque ce point est atteint, on fait sortir du tube par une chaleur convenable, assez de mercure pour qu'il n'en reste plus, à la température ordinaire, qu'une certaine quantité, par exemple, environ le tiers de sa hauteur ; on fait fondre l'extrémité du tube à la lampe, on l'effile, et on la ferme hermétiquement, en dirigeant dessus le dard de la flamme d'un

(*a*) On ne doit point souffler les boules de thermomètres avec la bouche, parce qu'on y porterait de l'humidité qu'il serait très-difficile de chasser. D'ailleurs, il serait très-difficile aussi, et même impossible, de souffler de cette manière une boule à l'extrémité d'un tube d'un très-petit diamètre.

(*b*) Il faut que le mercure que l'on emploie ait été distillé avec soin, puis agité avec de l'acide sulfurique. La distillation le sépare des matières qu'il pourrait tenir en dissolution, et l'acide sulfurique dissout la petite quantité d'oxide dont il est souvent enveloppé. D'ailleurs, on enlève l'acide par des lavages à grande eau, et l'on sèche le métal, d'abord avec du papier joseph, puis par la chaleur.

chalumeau, au moment où, après avoir exposé de nouveau la boule à l'action du feu, le mercure s'est élevé jusqu'à la partie supérieure de l'instrument (*a*).

La méthode que nous venons d'indiquer pour remplir de mercure les tubes thermométriques est bonne; c'est celle qu'on emploie dans la construction des thermomètres ordinaires. Cependant la suivante mérite la préférence; elle permet de chasser plus facilement du thermomètre toutes les petites bulles d'air. Soudez un petit entonnoir à l'extrémité du tube thermométrique, et pour cela, avant de souffler la boule, ayez soin d'élargir un peu à la lampe l'ouverture de cette extrémité : le tube deviendra semblable à celui qui est représenté pl. XVI, fig. 3 *bis*. Placez-le sur une grille de fil de fer légèrement courbe, inclinée sous un angle d'environ 45° et dont le bord inférieur sera relevé; versez le plus possible de mercure dans l'entonnoir; chauffez peu à peu l'appareil avec des charbons que vous mettrez dans un fourneau long au-dessus duquel sera la grille, et bientôt le mercure parviendra jusque dans la boule et la remplira. Vous pourrez de temps en temps redresser le tube et le secouer pour faciliter l'introduction du métal. Dans tous les cas, il faudra le chauffer assez, à la fin, pour porter le mercure à l'ébullition; il faudra même la soutenir pendant quelque temps, afin d'être certain que toutes les petites bulles d'air soient parfaitement expulsées. Cette opération se fait sans aucune difficulté et sans aucun inconvénient, en raison de l'entonnoir, qui pour lors ne con-

---

(*a*) On ne conserve pas le tube plein de mercure, parce que le thermomètre ne pourrait point indiquer les degrés supérieurs à l'eau bouillante; et l'on ne ferme le tube qu'au moment où le mercure s'est élevé par la chaleur jusqu'à l'extrémité de la tige, pour qu'il n'y reste point d'air. S'il en restait dans cette tige, le thermomètre pourrait se briser à une haute température; car alors cet air serait fortement comprimé; et d'ailleurs il pourrait, en se mêlant au mercure, rompre la colonne que forme ce métal.

tient plus que peu de mercure, et qui peut recevoir celui que la chaleur fait sortir et le laisser rentrer au besoin : du reste on coupe le tube avec une bonne lime au-dessous de l'entonnoir, et l'on se conduit comme il est dit précédemment.

Il ne s'agit plus maintenant que de graduer le tube pour achever la construction du thermomètre : on le gradue diversement en raison du thermomètre que l'on veut obtenir. Nous ne parlerons spécialement que de la graduation du thermomètre centigrade, parce qu'une fois connue, il sera facile de se faire une idée des autres, et que, d'ailleurs, nous n'emploierons que cette sorte de thermomètre. On plonge d'abord la boule, et la partie du tube qui contient du mercure, dans la glace fondante; on les y laisse pendant quelque temps, ou plutôt jusqu'à ce que le mercure se soit arrêté en un point que l'on marque avec de la cire à cacheter; ensuite on les retire de la glace, et on les expose à la vapeur de l'eau distillée bouillante, sous une pression de 76 centimètres. A cet effet, on met quelques centimètres d'eau distillée dans un vase d'étain ou de fer-blanc bien propre, dont les parois sont de 8 à 10 centimètres plus élevées que le thermomètre : ce vase porte un couvercle percé de deux trous, dont l'un est destiné à laisser passer la partie supérieure du tube, et l'autre sert à donner issue à la vapeur d'eau : le baromètre étant à 76 centimètres, on dispose le thermomètre dans ce vase, de manière que le point du tube où l'on présume que doit s'arrêter le mercure soit un peu au-dessus du couvercle; on place le vase sur le feu, et l'on porte l'eau à l'ébullition. Le mercure, enveloppé de vapeurs aqueuses, s'élève graduellement dans le tube, et se fixe en un point que l'on marque avec de la cire, comme celui qui correspond à la glace fondante. Il est bien évident que ces deux points déterminés dans un lieu quelconque seront toujours les

mêmes, puisque, d'une part, la glace fond par-tout à la même température, et que, de l'autre, la vapeur de l'eau distillée bouillante est par-tout au même degré de chaleur sous la même pression (*a*). Ayant ainsi obtenu ces deux points fixes, on divise en 100 parties d'égale capacité l'intervalle qui les sépare, et l'on partage en parties égales à celles-ci la capacité du tube qui se trouve soit au-dessus, soit au-dessous de cet intervalle. Chaque partie prend le nom de *degré*; le point qui correspond à la glace fondante est le zéro ou le 0° du thermomètre, et par conséquent celui qui correspond au point de l'eau bouillante en est le centième degré. Les degrés qui sont au-dessous de 0° s'expriment par le signe —, et ceux qui sont au-dessus par le signe +.

Tous les degrés auront la même longueur si le diamètre du tube est cylindrique, et en auront une différente s'il

(*a*) L'air presse sur tous les corps; l'élévation du mercure dans le baromètre indique son degré de pression. On fait l'expérience que nous venons de rapporter à la pression de 76 centim., parce que, comme on le verra (49), l'eau exige d'autant plus de calorique pour entrer en ébullition, qu'elle est soumise à une pression plus considérable. Il suit de là que les couches inférieures d'eau doivent bouillir moins facilement que les supérieures, puisqu'elles sont soumises non-seulement à la pression de l'atmosphère, mais encore à celle des couches au-dessous desquelles elles se trouvent. C'est pourquoi l'on ne doit pas déterminer le second point fixe en plongeant le thermomètre dans de l'eau bouillante; ou du moins, si l'on employait ce moyen, il faudrait n'y plonger que la boule. C'est encore pourquoi l'on a recommandé de ne mettre que quelques centimètres d'eau dans le vase où la vapeur doit se former; car cette vapeur étant toujours à la même température que les couches d'eau dont elle provient, il s'ensuit que si ces couches étaient multipliées, la vapeur qui se formerait à la surface serait sensiblement moins chaude que celle qui se formerait au fond.

Il est encore une observation essentielle à faire : le vase qui contient l'eau doit être bien propre; s'il contenait quelques matières en poudre, telles que du sable, du verre pilé, de la limaille de fer, l'eau, en raison des pointes dont ces poudres seraient hérissées, entrerait en ébullition à un degré de chaleur sensiblement inférieur.

ne l'est point. Dans tous les cas on peut les indiquer facilement sur une lame en cuivre ou en ivoire, comme nous l'avons dit précédemment (46). Supposons que le diamètre du tube soit cylindrique, la ligne que l'on aura tracée sur la lame devra être partagée en parties égales, et 100 de ces parties auront la même étendue que l'intervalle compris entre les deux points fixes. Supposons le contraire, il ne s'agira que de prendre pour un degré un certain nombre des divisions du tube, lesquelles auront été marquées primitivement sur la lame même (46). Si ces divisions sont au nombre de 300 entre les deux points fixes, on en prendra 3 pour équivaloir à chaque degré du thermomètre.

La longueur des degrés sera d'autant plus grande que la boule aura plus de capacité, et que le tube en aura moins ou sera plus capillaire : il faudra donc que la capacité de la boule ne soit pas trop grande relativement à celle du tube, si l'on veut que le thermomètre indique un grand nombre de degrés ; et d'ailleurs, il faudra faire en sorte que le 0° soit à plus ou moins de distance de la boule, selon que l'on voudra avoir plus ou moins de degrés au-dessous ou au-dessus de 0°.

Tantôt les thermomètres sont à boule ou réservoir sensiblement sphérique, tantôt à réservoir cylindrique : ceux-ci sont un peu plus sensibles, parce qu'ils présentent plus de surface. Lorsque le réservoir doit être grand, on le souffle à part, et on le soude au tube thermométrique : on amincirait trop le verre en le soufflant à l'extrémité de celui-ci. (*Voy.* pl. XVI, fig. 3, deux thermomètres, dont l'un est à réservoir cylindrique, et l'autre à réservoir sphérique.)

Une fois qu'on se sera procuré un thermomètre tel que celui que nous venons de décrire, et qu'on appelle thermomètre *étalon*, il sera très-facile de se procurer autant de thermomètres à mercure qu'on voudra. Il suffira de prendre

un tube capillaire, en donnant toutefois la préférence à celui qui approchera le plus d'avoir un diamètre cylindrique; de souffler une boule à son extrémité; de le remplir exactement de mercure, comme on l'a dit (46 *bis*); de déterminer, comme précédemment, les points fixes de la glace fondante et de l'eau bouillante; d'en déterminer ensuite plusieurs autres en plongeant ce thermomètre, comparativement avec le thermomètre *étalon*, dans un même vase rempli d'eau, que l'on portera successivement à différentes températures; et d'achever la division, en regardant comme cylindrique l'intervalle qui se trouvera entre deux points consécutifs. Supposons que l'un de ces points corresponde au 10me degré et l'autre au 15me, on divisera l'intervalle en 5. On s'y prendra de la même manière pour obtenir les degrés soit au-dessous de 0°, soit au-dessus de l'eau bouillante; si ce n'est que, pour la détermination des premiers, on fera usage de liquides non congelables, tels que l'alcool, et refroidis par des mélanges frigorifiques; et que, pour la détermination des seconds, on se servira de liquides qui ne bouillent que bien au-dessus de 100°, par exemple, de mercure.

On se procurera facilement aussi par ce procédé des thermomètres à esprit-de-vin. Ces sortes de thermomètres sont aussi exacts que ceux à mercure, puisque leur marche est évidemment la même; mais ils sont peu sensibles. On s'en sert particulièrement pour mesurer les basses températures, et surtout celles qui approchent ou qui sont au-dessous du 40me degré, point auquel le mercure se congèle. D'ailleurs, ils ne sont point propres à indiquer une chaleur beaucoup plus grande que 80°, parce que c'est à ce degré que l'esprit-de-vin bout sous la pression ordinaire, et qu'alors il n'est contenu dans le tube que par la résistance que les parois de celui-ci opposent à la vapeur alcoolique.

Outre le thermomètre centigrade, qui est le seul dont nous nous servirons, et le même que celui de Celsius, il en est trois autres qui sont assez généralement employés, savoir : celui de Réaumur ou plutôt de Deluc, en France, en Italie, en Espagne ; celui de Fahrenheit en Angleterre, et celui de Delisle en Russie. Ces thermomètres ne diffèrent du thermomètre centigrade que par les points fixes dont on est parti pour leur construction, et par la valeur de chaque degré de leur échelle.

Le thermomètre de Réaumur a les mêmes points fixes que le thermomètre centigrade, c'est-à-dire, la glace fondante et l'eau bouillante. On partage en 80° l'intervalle compris entre ces deux points. Le 0° correspond à la glace fondante.

Le thermomètre de Fahrenheit a pour points fixes l'eau bouillante, et le froid produit par un mélange de sel marin et de neige. L'intervalle compris entre ces deux points est divisé en 212. Le 0° correspond au point donné par le froid, et son 32e degré au 0° du thermomètre centigrade ou de Réaumur.

Le thermomètre de Delisle n'a qu'un point fixe, savoir, celui de la chaleur de l'eau bouillante : ce point est le 0° de l'instrument. Chaque degré au-dessous de ce terme est un 0,0001 de la capacité de la boule, et de la partie du tube qui se termine au 0°. Le 150me degré de l'échelle descendante de ce thermomètre correspond au 0° du thermomètre centigrade : ce thermomètre est toujours à mercure.

On voit, d'après cela, que 5° du thermomètre centigrade équivalent à 4° du thermomètre de Réaumur, à 9° du thermomètre de Fahrenheit, et à 7°,5 du thermomètre de Delisle.

L'on trouve encore, dans les Annales de Chimie et de Physique (t. III, p. 90), la description, par M. Gay-Lussac, d'un thermomètre propre à indiquer des *minima* ou des *maxima* de température, et à faire connaître celle des lacs et des mers à de grandes profondeurs.

47. *Thermomètres à air.* Les gaz se dilatant également et uniformément, il est évident qu'un thermomètre gazeux, par exemple, qu'un thermomètre à air, serait de tous les thermomètres le meilleur, si la pression extérieure au fluide, et qui s'appuie sur lui, pouvait toujours être la même; car l'influence qu'aurait la dilatation de l'enveloppe thermométrique serait si petite que l'on pourrait la négliger. Malheureusement cette constance de pression est une condition que l'on n'est point encore parvenu à remplir. M. Leslie, à la vérité, a vaincu cette difficulté dans son thermomètre différentiel; mais aussi ce thermomètre, qui est fort ingénieux, n'indique que des différences de température. C'est ce que l'on va voir par la description que nous allons en donner.

Pour le construire, on prend deux tubes d'un diamètre un peu plus grand que celui des thermomètres ordinaires : leur longueur peut être inégale. On souffle à l'extrémité de chacun d'eux une boule de 10 à 12 millimètres de diamètre; on introduit dans l'une d'elles une petite quantité d'acide sulfurique teint en rouge avec du carmin, et l'on soude ensemble les deux tubes, en les présentant à la flamme de la lampe; on recourbe ensuite ces deux tubes, qui n'en forment plus qu'un, de manière à leur donner la forme de la lettre U; on les assujettit sur un support, et on fixe, le long de la branche dont la boule est vide, une échelle, dont on fera connaître la graduation plus bas. (*Voy.* pl. XVI, fig. 5.) E représente le niveau du liquide dans la boule A, et E' le représente dans le tube BC. Les dimensions de ce thermomètre peuvent varier. Les boules ont de 10 à 12 millimètres de diamètre, et sont distantes d'environ 6 à 8 centimètres l'une de l'autre. Les deux branches AD et BC peuvent avoir de 8 à 16 centimètres de hauteur; le tube BC, qui porte l'échelle, doit avoir un calibre exact d'environ un demi-millimètre. Dans tous les cas la boule A

prend le nom de *boule focale*, parce que, dans les expériences, elle occupe toujours l'espace le plus chaud.

Si l'on expose les deux boules à la même température, le liquide étant également pressé de part et d'autre, restera stationnaire; mais si l'on chauffe la boule *A*, le liquide montera dans le tube *BC*, à une hauteur proportionnelle à l'excès de l'élasticité de l'air de cette boule sur celle de la boule *B*. Ce thermomètre indique donc la différence de température des deux espaces occupés, l'un par la boule *A*, et l'autre par la boule *B*; et voilà pourquoi M. Leslie l'a appelé *thermomètre différentiel*. La graduation en est fort simple : on expose les deux boules du thermomètre à la même température, et l'on note le point auquel répond la colonne liquide dans le tube *BC* : ce point est le zéro du thermomètre. Ensuite on expose en même temps la boule *A* à un certain nombre de degrés au-dessus de 0°, par exemple, à 10°, et la boule *B* à 0° : ce qu'il est facile de faire en plaçant l'instrument dans une chambre à 10°, mettant un écran entre les deux boules, et entourant la boule *B* de glace ou de neige. Par ce moyen le liquide s'élève dans le tube *BC*, et s'arrête en un point qu'on note comme le premier; puis l'on divise en 100 parties l'espace compris entre ce point et le 0°. On se procure les degrés au-dessous de 0° en faisant une opération inverse, c'est-à-dire, en exposant la boule *B* à une certaine température au-dessus de 0°, et en entourant la boule *A* de glace.

La marche de ce thermomètre est facile à concevoir. Lorsque le liquide est à 0°, l'air des deux boules est à la même température. Son ascension au-dessus de 0° indique que l'air de la boule *A* est plus chaud que celui de la boule *B*. Son abaissement au-dessous de 0° indique le contraire. 10° de ce thermomètre égalent un degré centigrade.

C'est pour estimer le calorique réfléchi par les miroirs et concentré en un point, que M. Leslie a inventé le ther-

momètre différentiel; mais il fait observer qu'en couvrant la boule B d'une feuille d'or, on peut le rendre propre à mesurer toute espèce de rayonnement de calorique, par exemple, les quantités de calorique qui sont continuellement lancées du feu dans une chambre, parce qu'alors cette boule absorbera environ huit fois moins de calorique rayonnant que si elle était à nu.

M. Leslie est même parvenu à le rendre assez sensible pour être influencé par le passage des nuages. A cet effet, il renferme chaque boule dans une cavité en cuivre: celle où se trouve la boule focale est parabolique, polie intérieurement, et tellement construite, que l'on peut en enlever à volonté la partie supérieure, qui ne sert que de couvercle. La boule doit occuper le foyer de la capacité et être beaucoup plus petite que celle-ci. Place-t-on cet instrument dehors, par un temps serein et à l'ombre, et le découvre-t-on après qu'il a pris la température de l'air, à l'instant la liqueur monte : mais un nuage vient-il à passer au-dessus de l'observateur, tout-à-coup elle baisse : c'est que dans ce cas-ci le nuage réfléchit une portion de calorique sur la boule focale, par le moyen de la cavité, tandis que dans le premier, rien de semblable n'a lieu; le nuage fait en quelque sorte l'office de couvercle, et agit d'autant plus qu'il est moins éloigné.

Causes de l'état et du changement d'état des corps.

47 *bis.* Les corps sont tantôt à l'état solide, tantôt à l'état liquide, et tantôt à l'état gazeux ou de fluide aériforme. Cette manière d'être des corps dépend, ainsi qu'il est facile de le voir d'après ce qui précède, du rapport qui existe en eux, entre la force de cohésion qui tend à unir leurs molécules intégrantes, et la force répulsive du calorique qui tend à les éloigner. Lorsque la première l'emporte sur la seconde, les corps sont solides; lorsqu'au contraire la seconde l'emporte sur la première, les corps sont liquides

ou gazeux; liquides si la cohésion est faible, gazeux si elle est nulle. Il suit de là que si l'on pouvait rendre ces deux forces alternativement prépondérantes, augmenter l'une et diminuer l'autre; ou bien, ce qui est la même chose, faire varier à volonté la distance qui sépare les molécules, on ferait passer tous les corps de l'état solide à l'état liquide, et de l'état liquide à l'état gazeux; et réciproquement on les ferait passer tous de l'état gazeux à l'état liquide, et de l'état liquide à l'état solide : on les rendrait même beaucoup plus denses que ceux dont la densité est la plus grande. Mais notre puissance à cet égard est bornée, parce que nous ne pouvons produire qu'un certain degré de chaleur et de froid. C'est pourquoi il est des solides que nous n'avons encore pu fondre, des liquides que nous n'avons pu solidifier, et des gaz que nous n'avons pu liquéfier.

Il existe, à la température ordinaire, bien plus de solides que de liquides et que de gaz : ceux-ci, à cette température, ne sont guère qu'au nombre de 25.

C'est toujours entre les molécules intégrantes, et non point entre les molécules constituantes, que s'opèrent la fusion, et surtout la gazéification; car, aussitôt que les molécules constituantes d'un corps peuvent être portées par le calorique à la distance qui constitue l'état liquide, et à plus forte raison qui constitue l'état gazeux, ce corps est sans doute décomposé : chaque molécule intégrante d'un corps doit donc être considérée comme un petit solide.

48. *Fusion ou liquéfaction des corps par le calorique.* — Les solides fondent à des températures diverses. La glace fond à 0°; le plomb à 263°, et le zinc à 370. Ceux qui sont bons conducteurs entrent presque aussitôt en fusion au centre qu'à la surface : *exemple*, le plomb. Mais ceux qui, comme le beurre, le soufre, etc., sont mauvais conducteurs, nous offrent à cet égard une très-grande différence.

Quelquefois les corps se ramollissent avant de fondre; souvent, au contraire, ils passent sur-le-champ de l'état solide à celui d'une parfaite liquidité : les corps gras sont dans le premier cas; les métaux sont dans le second.

La plupart des corps, en fondant, augmentent de volume; quelques-uns seulement en prennent un qui est moindre : telle est particulièrement la glace (39).

Mais de tous les phénomènes que nous présente la fusion des corps, le plus important est le suivant. Tous les corps, pendant leur fusion, absorbent une quantité de calorique qui est absolument insensible au thermomètre, et que, pour cela, on appelle *calorique latent.* Supposons un corps à une température telle qu'il ne puisse recevoir de calorique sans que quelqu'une de ses parties entre en fusion; supposons ensuite qu'on expose ce corps à l'action du feu; il se combinera avec beaucoup de calorique, et se fondra à mesure, sans que sa température s'élève sensiblement. En voici un exemple frappant. Que l'on prenne un kilog. de glace en poudre à 0°, ou plutôt de neige, à cause de son extrême division ; qu'on le mette dans un vase de verre à 0° lui-même, et qu'on y verse un kilog. d'eau à 75°; il en résultera deux kilog. d'eau à 0° : la glace, en fondant, est donc capable de rendre latente toute la quantité de calorique nécessaire pour élever un poids d'eau égal au sien de 0° à 75°. De là, la cause pour laquelle la glace est si long-temps à fondre lorsque le dégel arrive.

49. *Ebullition, ou passage rapide des liquides à l'état de gaz.*—Tous les corps qui sont liquides à la température ordinaire, et plusieurs même de ceux qui ne le deviennent qu'à 100°, 200°, tels que le soufre, etc., peuvent bouillir et devenir gazeux à un certain degré de chaleur. En effet, lorsqu'on expose l'un de ces liquides, de l'eau, par exemple, au-dessus du feu, dans un vase de verre ou tout autre vase,

il s'échauffe et bientôt se dilate jusqu'à un certain point. Alors les parties du liquide qui sont le plus rapprochées du foyer prennent tout-à-coup une très-grande expansion, se réduisent en vapeur, deviennent bien plus légères que celles qui n'ont point encore changé d'état, les traversent rapidement, les soulèvent et produisent un mouvement qu'on appelle *ébullition*. Cette ébullition a toujours lieu au moment où la vapeur qui se forme a une tension égale à celle de l'air atmosphérique, et où par conséquent elle peut le déplacer. L'ébullition nous présente plusieurs phénomènes qu'il faut examiner avec soin.

1°. Aussitôt qu'un liquide commence à bouillir, sa température ne s'élève plus, quelle que soit d'ailleurs l'ébullition qu'il éprouve; qu'elle soit lente ou vive, tout le calorique qu'il reçoit est employé à réduire en vapeurs un plus ou moins grand nombre de ses parties; ce calorique devient latent ou insensible au thermomètre, de sorte que la vapeur qui se forme est à la même température que le liquide bouillant. On peut s'en convaincre en remplissant d'eau la moitié de la capacité d'un matras, introduisant dans ce matras deux thermomètres; les plaçant l'un au-dessus de l'eau, l'autre dedans; puis portant l'eau à l'ébullition : bientôt toute la capacité du matras qui était remplie par l'air le sera par l'eau réduite en gaz ou vapeur, et l'on verra que les deux thermomètres seront au même degré et à environ 100°.

2°. Les différens liquides, en bouillant, ou en passant à l'état de gaz ou de vapeurs, rendent *latentes* différentes quantités de calorique; ces quantités sont toujours très-grandes : l'eau, par exemple, sous la pression de 76 centimètres, en rend *latent* $4^{\text{fois}},66$ autant qu'elle en exige pour passer de 0° à 100°, d'après MM. Clément et Désormes. Si donc l'on fait passer 1 kilogramme de vapeur d'eau à 100° à travers $4^{\text{kilogr.}},66$ d'eau à 0°, il en résultera $5^{\text{kilogr.}},66$

d'eau à 100°, en supposant qu'il n'y ait point de perte.

Il était important de rechercher quel effet pouvait produire une pression plus ou moins grande sur la chaleur latente des vapeurs : c'est ce qu'ont fait successivement MM. Sharpe, Southern, Clément et Despretz. Suivant leurs expériences, cet effet serait nul; c'est-à-dire que quelle que fût la pression sous laquelle se formerait une vapeur, sa chaleur latente serait toujours la même. Les trois premiers n'ont examiné que la vapeur d'eau; M. Despretz a examiné en outre les vapeurs d'alcool, d'éther et d'essence de térébenthine.

3°. La pression de l'air ou toute autre pression influe singulièrement sur le degré auquel les liquides entrent en ébullition : moins elle est grande, et plus la température à laquelle leur ébullition a lieu est basse (*a*). Si l'on met de l'eau à 40° dans un vase de verre ou autre, sous le récipient de la machine pneumatique, et qu'on fasse le vide, bientôt l'eau entrera dans une vive ébullition. Si le vide d'air étant parfait, on absorbe la vapeur d'eau à mesure qu'elle se forme, l'ébullition aura même lieu à zéro (62). Lorsqu'au lieu de diminuer la pression de l'air on l'augmente, l'eau ne bout qu'au-dessus de 100°. Toute autre pression qu'on rendra plus ou moins forte produira le même effet. On peut le prouver d'une manière bien remarquable avec la machine de Papin, espèce de cylindre de laiton ou de fer dont le couvercle est assujetti par une forte vis. Que l'on remplisse cette machine d'eau, que l'on assujettisse parfaitement son couvercle, et l'on pourra la faire rougir sans que l'eau bouille, parce que la force comprimante sera très-grande; mais que l'on supprime la

(*a*) Il ne faut pas oublier que l'air est pesant. Une colonne d'air est capable de soutenir une colonne de mercure de même base environ à 76 centimètres de hauteur; il presse donc sur tous les corps, comme une colonne de mercure de 76 centimètres qui aurait pour base leur surface.

pression, et tout-à-coup l'eau se réduira en vapeur avec un grand bruit. (*Voy.* la description des planches, art. *Machine de Papin.*)

4°. Les corps étrangers que les liquides peuvent tenir en dissolution influent aussi sur le degré auquel ceux-ci bouillent; ils retardent constamment l'ébullition des liquides plus volatils qu'eux. C'est ainsi que l'eau salée ou sucré bout moins promptement que l'eau pure, qui, sous la pression de 76 centimètres, entre en ébullition à 100°.

5°. Les liquides en bouillant donnent lieu à un volume considérable de vapeur. Remplissez de mercure une éprouvette de verre à parois minces; faites-y passer un gramme d'éther et versez peu à peu de l'eau chaude dessus, l'éther se transformera, sans se décomposer, en un gaz qui occupera toute la capacité de l'éprouvette; une immersion d'eau froide fera reparaître le liquide et la colonne de mercure, tandis qu'une immersion d'eau chaude les fera disparaître de nouveau.

M. Gay-Lussac nous a fait connaître une méthode très-simple, au moyen de laquelle on parvient à déterminer les volumes de gaz que peuvent produire les liquides. Après avoir soufflé une petite boule à l'une des extrémités d'un petit tube de verre, il effile ce tube par l'autre extrémité, le pèse, le remplit de liquide, comme les tubes thermométriques (46 *bis*), en bouche l'extrémité effilée, en dirigeant dessus le dard de la flamme d'un chalumeau, le pèse de nouveau; et retranchant le poids du tube vide du poids du tube plein, il obtient celui du liquide, et par conséquent son volume, parce qu'il connaît d'ailleurs sa densité : cela fait, il introduit ce tube sous une cloche longue et étroite, d'environ un litre et demi de capacité, graduée, pleine de mercure, et dont les parois plongent dans un bain de mercure même contenu dans une chau-

dière de fonte ; il se procure ensuite un cylindre de verre creux, ouvert par les deux extrémités, et d'un diamètre au moins une fois et demie aussi grand que celui de la cloche, et le dispose de manière qu'enveloppant la cloche, ses bords inférieurs s'enfoncent d'environ six à sept centimètres dans le mercure ; enfin il remplit d'eau l'espace vide compris entre les parois intérieures du cylindre et les parois extérieures de la cloche, et porte peu à peu cette eau jusqu'à la chaleur de l'ébullition, en plaçant la bassine sur un fourneau : bientôt le tube est brisé par la force expansive du liquide ; celui-ci se réduit tout entier en vapeur, déprime le mercure, et occupe un volume qu'il est facile de mesurer en raison de la graduation de la cloche. M. Gay-Lussac a trouvé par cette méthode que, sous la pression de 76 centimètres et à la température de 100°, l'eau en vapeur occupe un volume 1700 fois plus considérable qu'à l'état liquide à + 4°. (*Annales de Chimie*, tome LXXX, pag. 218.)

50. Nous avons dit que tous les corps en se fondant ou se gazéifiant, rendaient latente une certaine quantité de calorique ; mais ce n'est pas seulement dans cette circonstance qu'ils possèdent cette propriété : elle leur est propre dans toutes les circonstances où leurs molécules s'éloignent. En effet, lorsqu'on raréfie les gaz sous le récipient de la machine pneumatique, ils se refroidissent considérablement (41) : donc, pour les maintenir à la même température, il faudrait leur fournir une certaine quantité de calorique, laquelle deviendrait toute entière latente. Or, tous les corps qu'on expose à l'action du feu augmentent de volume ou se raréfient, à moins qu'on ne les comprime suffisamment ; par conséquent, une portion du calorique qu'ils reçoivent alors doit être sans action sur le thermomètre : d'où l'on peut dire que les corps contiennent deux portions de calorique, l'une qui sert à les dilater et qui

est insensible au thermomètre, et l'autre qui sert à les échauffer. Selon quelques physiciens, la première appartiendrait en quelque sorte à l'espace : ce serait la seule qu'on dégagerait des corps par la compression.

51. *De la formation et de la tension des vapeurs.* — Il n'est pas nécessaire qu'un liquide bouille pour être capable de se vaporiser. Tous, en effet, à toute sorte de température, ont une tendance à se réduire en gaz, et c'est à ces gaz que l'on donne le nom de *vapeurs*, pour les distinguer des gaz permanens. En vertu de cette tendance, un liquide quelconque placé dans un espace vide forme tout-à-coup une certaine quantité de vapeur. Cette quantité dépend de l'espace, de la température et de la nature du liquide. 1°. Elle est proportionnelle à l'espace, de sorte qu'un espace double donne lieu à la formation d'une quantité double de vapeur; par conséquent, en comprimant de la vapeur, de manière à la réduire au quart de son volume, on doit en liquéfier les trois quarts. 2°. Elle croît avec la température, mais dans un rapport plus grand que celle-ci; d'où il suit qu'il se vaporisera plus de liquide de 0° à 20°, que de 0° à 10°, et moins de 0° à 10° que de 10° à 20°. 3°. Elle varie en raison des divers liquides; car on observe que les liquides qui entrent le plus facilement en ébullition, ou dont les points de l'ébullition sont le moins élevés, sont, non pas toujours, mais en général ceux qui, à une température quelconque, donnent naissance à la vapeur la plus dense. C'est ainsi que la vapeur de l'éther est bien plus dense que la vapeur d'eau, et la vapeur d'eau bien plus dense que la vapeur mercurielle : celle-ci, à la température ordinaire, est si rare, qu'il est, pour ainsi dire, impossible d'en démontrer la présence. Dans tous les cas, la vapeur ne se forme qu'à l'aide d'une certaine quantité de calorique appartenant au liquide, de sorte que celui-ci se refroidit; elle en absorbe une quan-

tité proportionnelle à sa densité et à sa chaleur latente. On a même mis cette propriété à profit pour se procurer des froids artificiels (62).

Nous avons supposé, dans ce que nous venons de dire, que l'espace était vide; mais les phénomènes seront encore les mêmes dans le cas où il sera plein d'air ou d'un gaz quelconque, pourvu que ce gaz n'ait point d'action sur le liquide. C'est ce qu'a fait voir M. Dalton (tom. xx, p. 325, *Bibliot. brit.*), et ce qu'avaient déjà annoncé Saussure d'abord et Deluc ensuite; il n'y aura d'autre différence qu'en ce qu'alors la vaporisation sera moins prompte; car, soit qu'on mette le liquide dans un espace vide ou plein, la vapeur qui se forme a la même tension ou la même force élastique, c'est-à-dire, exerce la même pression sur les parois des vases qui la recèlent. Or, ce résultat ne peut avoir lieu qu'autant que la quantité du liquide vaporisé de part et d'autre est égale. La question se réduit donc à mesurer la tension de la vapeur, et à faire voir qu'elle est réellement la même dans les deux cas.

Pour cela prenez un ballon à deux tubulures; à l'une d'elles adaptez deux robinets qui laissent entre eux un petit espace, et à travers l'autre faites passer un baromètre (*Voy.* pl. XIV, fig. 3.). Faites le vide dans le ballon, au moyen d'un tuyau de cuir EE', adapté d'une part au robinet A, et de l'autre à la machine pneumatique, ainsi que nous le dirons plus particulièrement en parlant de la recomposition de l'eau (287). Alors ouvrez le robinet A; remplissez d'eau ou de tout autre liquide l'espace compris entre les deux robinets; fermez le robinet A et ouvrez le robinet B; le liquide tombera dans le ballon; une portion de ce liquide se réduira tout-à-coup en vapeurs, et élèvera jusqu'à une certaine hauteur, qu'on note avec soin, le mercure qui, par l'effet du vide, s'était mis, dans la branche CC', presqu'au même niveau que dans la branche DD'.

Cela étant fait, séchez exactement le ballon; faites-y le vide de nouveau; remplissez-le d'air sec par un procédé semblable à celui qui sera indiqué (113); notez la hauteur à laquelle le mercure s'élèvera; puis portez de l'eau dans le ballon, en vous y prenant comme précédemment; et vous verrez qu'au bout de 7 à 8 minutes environ, le mercure s'élèvera autant, par le seul effet de la pression de l'eau, que quand le ballon était vide.

Supposons que l'opération se fasse à 11°, l'on trouvera que l'eau, dans le vide, sera capable d'élever le mercure de 10 millimètres. Par conséquent, si l'air sec élève le mercure à $0^m,744$, cet air saturé d'humidité à la température de 11°, l'élèvera à $0^m,754$.

On peut prendre la tension des liquides dans le vide par un procédé bien plus simple que le précédent. A cet effet, on remplit de mercure, à quelques millimètres près, un tube de 8 à 9 décimètres de long, et d'environ 14 millimètres de diamètre, fermé par l'une de ses extrémités, et ouvert par l'autre. On achève de le remplir avec le liquide dont on veut mesurer la tension; puis bouchant ce tube avec le doigt, on le renverse et l'on promène à plusieurs reprises le liquide dans toute sa longueur, afin de détacher les petites bulles d'air adhérentes à ses parois; ensuite on le tient verticalement, son ouverture étant tournée en haut; le liquide gagne la partie supérieure, et entraîne l'air, qui se dégage sitôt qu'on a enlevé le doigt. On remplace cet air par une nouvelle quantité de liquide; on renverse de nouveau le tube, et ainsi de suite jusqu'à ce qu'il soit entièrement purgé d'air. Alors on ferme bien exactement l'extrémité ouverte avec le doigt; on la plonge dans le mercure et l'on pose le tube dans une situation verticale; on examine quelle est la hauteur du mercure dans le baromètre; de cette hauteur on retranche celle à laquelle s'élève le mercure dans le tube, et la différence

donne la tension du liquide. Cette différence n'est en effet produite que par la propriété qu'a le liquide de se réduire en vapeur, et de repousser jusqu'à un certain point, par sa force élastique, la colonne de mercure que l'air, par sa pression, tend à élever, en général, jusqu'à 76 centimètres (109).

Mais puisque les liquides peuvent se vaporiser aussi bien dans un espace plein de gaz que dans un espace vide, il faut nécessairement admettre que les gaz n'exercent aucune pression sur les vapeurs qu'ils contiennent; car une vapeur que la moindre pression liquéfie peut exister dans un gaz dont la pression est très-considérable. L'air et l'eau nous serviront d'exemple. La vapeur d'eau que peut contenir l'air à 18°, ne soutient qu'une colonne de mercure de 15,35 millimètres : elle serait réduite en liquide par une colonne tant soit peu plus grande, parce qu'alors la tendance que les molécules auraient à se réunir l'emporterait sur leur force répulsive; et cependant l'air est capable de faire équilibre à une colonne de 76 centimètres. L'on est donc forcé de reconnaître cette loi remarquable; savoir, que la pression d'un gaz quelle qu'elle soit, n'agit en aucune manière sur la vapeur qu'il est capable de contenir. (*Voyez*, pour plus de détails sur la théorie des vapeurs, le *Traité de Physique de* M. Biot.)

De la Décomposition des corps par le calorique.

52. Lorsqu'un composé est formé de corps fixes, nous ne pouvons en opérer la décomposition par le calorique, parce qu'il est impossible d'éloigner assez ses molécules pour les porter hors de la distance à laquelle elles s'attirent, ou hors de leur *sphère d'attraction*; mais lorsqu'il est formé de corps qui sont les uns fixes, les autres volatils, ou qui sont tous volatils, nous parvenons à le décomposer, à moins que l'affinité de ses molécules, ce qui arrive assez souvent, ne soit très-forte. *Exemple*

de décomposition, craie (11, art. 7). *Exemple de non décomposition*, alliage d'or et d'argent. Il est évident d'ailleurs que tous les corps indistinctement seraient décomposés par le calorique, s'il était possible de produire un degré de chaleur quelconque ; car alors rien ne limiterait la distance à laquelle leurs molécules pourraient être portées.

La décomposition des corps par le calorique donne souvent naissance à des composés nouveaux : c'est ce qui arrive toutes les fois que, par la réaction des élémens, il peut s'en former de volatils, et que la température n'est pas trop élevée pour s'opposer à la formation de ceux-ci.

Du Refroidissement des corps, et de leur Contraction par le froid.

53. Après avoir examiné les phénomènes que les corps nous présentent en les exposant à l'action du feu, nous devons examiner ceux qu'ils nous offrent, soit en les laissant refroidir, soit en les plongeant dans des bains frigorifiques. Cette nouvelle étude, sous le rapport chimique, sera facile à faire, n'étant véritablement qu'une dépendance de la première. Si, après avoir exposé un corps à l'action du feu, on le laisse refroidir, il reviendra à son premier état, en éprouvant, dans un ordre inverse, les divers phénomènes que le feu lui avait fait subir, pourvu toutefois que ce corps ne soit point décomposé. S'il s'est échauffé rapidement, il se refroidira de même, en suivant des lois que les physiciens ont découvertes ; si sa dilatation a été grande et uniforme, sa contraction le sera aussi ; si sa fusion et sa liquéfaction ont été promptes et ont occasioné la disparition d'une grande quantité de calorique, son retour à l'état liquide et solide s'effectuera facilement, et aura lieu en laissant dégager la même quantité de calorique que celle qu'il avait absorbée. On remarque néanmoins qu'un corps ne passe pas toujours de l'état liquide à l'état solide, à la même tempé-

rature que de l'état solide à l'état liquide. Sa fusion s'opère constamment au même degré ; mais sa congélation varie ; elle a lieu tantôt au degré de fusion de celui-ci, tantôt à plusieurs degrés au-dessous, ce qui provient de ce qu'alors dans le liquide les molécules sont autrement disposées que dans le solide (269). (*Voy.* les lois du refroidissement, *Mém.* de MM. Dulong et Petit, *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. VII.)

Quant à l'action du froid sur les corps, elle est toute aussi simple à concevoir. Le froid, opérant un rapprochement entre les molécules, doit tendre à favoriser la combinaison des corps gazeux et à les faire passer de cet état à l'état liquide, et de celui-ci à l'état solide : telle est en effet sa manière d'agir ; mais elle est bornée. D'abord nous ne connaissons point de gaz qui s'unissent à une basse température lorsqu'ils ne peuvent se combiner à la température ordinaire ; et en second lieu, il n'en est que très-peu qui, par un froid considérable, se liquéfient. Il est vrai que le nombre des liquides capables de se congeler est très-grand ; mais encore en est-il qui, comme l'éther, l'alcool, résistent à des froids de 50°, froids au-delà desquels il est difficile de faire descendre le thermomètre.

Du Calorique spécifique.

54. Jusqu'à présent on a fait de vains efforts pour mesurer la quantité totale ou absolue du calorique que contiennent les corps : on n'a encore pu mesurer que la quantité relative de calorique qu'ils absorbent pour s'élever, sous le même poids, d'un même nombre de degrés, et c'est à cette quantité relative de calorique que nous donnerons le nom de *calorique ou de chaleur spécifique.* Nous emploierons aussi dans le même sens l'expression de *capacité pour le calorique* : il nous arrivera donc de dire indistinctement que tel corps a plus de *capacité pour le calorique* que tel autre, ou que la *chaleur spé-*

cifique du premier est plus grande que celle du second.

C'est à Black que nous sommes redevables des idées que nous avons sur le calorique spécifique; c'est lui qui, de 1760 à 1765, fit l'importante découverte que chaque corps, en passant d'une température à une autre, exigeait une quantité de calorique qui lui était propre; découverte qui depuis a été confirmée et étendue par Crawford, le docteur Irvine, Wilcke, Meyer, Lavoisier, M. Laplace, MM. Petit et Dulong, etc.

55. *Calorique spécifique des corps qui sont de même nature et sous le même état.* — En mêlant ensemble, sous la pression atmosphérique, deux parties d'un même gaz, égales en poids, inégales en température (de 20 à 25°) et par conséquent en volume, on obtient un mélange dont la température est toujours plus élevée que la moyenne des deux : d'où il suit que la capacité des gaz pour le calorique croît avec la température quand ils peuvent se dilater. (Gay-Lussac, *Annales de Chimie*, t. LXXXI, page 98.) Il est probable que si leur volume variait à peine, l'augmentation de capacité ne deviendrait sensible qu'autant que les deux parties du gaz seraient à des températures très-différentes. Du moins voilà ce que l'on observe dans les corps de même nature qui sont à l'état liquide, et surtout dans ceux qui sont à l'état solide, propriété qui tient sans doute à ce que leur dilatation est faible.

En effet, la capacité de l'eau pour le calorique est à-peu-près la même de 10° à 30° que de 30° à 50° : aussi lorsqu'on mêle un kilog. d'eau à + 10° avec un autre kilog. à + 50°, il en résulte deux kilog. sensiblement à + 30°. Il en est de même des capacités du mercure, du zinc, etc., pour de semblables différences de température; tandis que de 0° à 100°, on trouve que ces capacités sont moindres que de 100 à 200°, et surtout que de 200 à 300°.

56. *Calorique spécifique des corps qui sont de même*

nature et sous différens états. — La capacité d'un corps pour le calorique n'étant point la même à toutes les températures, et croissant avec elles, bien qu'il ne change pas d'état, doit être différente, à plus forte raison, lorsqu'il vient à en changer : c'est ce que tend à démontrer l'expérience suivante :

Si l'on prend un kilog. d'eau à 90°, et un kilog. de glace à — 10°, on aura un mélange de 2 kilog. d'eau à + 3°. Mais 1 kilog. d'eau à 75° et 1 kilog. de glace à 0° donneront deux kilog. d'eau également à 0°; conséquemment des 90° du kilog. d'eau chaude, il n'y en a que 15° employés à faire passer le kilog. de glace de — 10° à 0°, et les deux kilog. d'eau de 0° à + 3°. Or, ces deux kilog. absorbent autant de calorique pour cela qu'un seul pour 6° : retranchant donc 6° de 15° ou 75° + 6° de 90°, il restera + 9° pour élever la température de la glace de — 10° à 0° solide. D'après cela, le calorique spécifique de la glace serait à celui de l'eau comme 9 à 10. (Kirwan.)

57. *Calorique spécifique des corps de nature différente.* — Il est facile de prouver que tous les corps de nature différente contiennent différentes quantités de calorique spécifique : il suffit pour cela de mêler ensemble les corps deux à deux, sous des poids égaux et à des températures différentes; car, dans ce cas, la température du mélange ne sera jamais moyenne entre celles des deux corps mêlés. Que l'on prenne un kilog. de mercure à 0°, et un kilog. d'eau à 34°, on obtiendra 2 kilog. d'un mélange à 33° : donc la quantité de calorique qui élève l'eau d'un degré est capable d'élever le mercure à 33° : donc ces deux corps contiennent des quantités très-différentes de calorique spécifique.

Des Procédés par lesquels on peut déterminer le calorique spécifique des corps.

57 *bis.* Non-seulement on peut prouver par la méthode précédente que les divers corps contiennent différentes

quantités de calorique spécifique, mais encore on peut déterminer quel est le calorique spécifique d'un grand nombre d'entre eux. Pour cela on procède de deux manières : 1°. si les corps n'ont pas d'action chimique sur l'eau, on les mêle avec elle, comme nous venons de le faire pour le mercure. On trouve un certain rapport entre le calorique spécifique de l'eau et le calorique spécifique de ces corps. On représente celui de l'eau par l'unité, et l'on compare à cette unité celui de ces autres corps. Ainsi, dans l'exemple précédent, où le calorique de l'eau est au calorique spécifique du mercure comme 33 à 1, celui de l'eau étant représenté par l'unité, l'autre le sera par $\frac{1}{33}$, ou bien par 0,03. Donnons pour plus de clarté un second exemple qui soit général. Soit un kilogramme d'un corps *A* a 50°, et un kilogramme d'eau à 10°; supposons la température du mélange à 25°, il s'ensuivra que 15° de l'eau équivaudront à 25° du corps *A*; ou bien que le calorique spécifique de l'eau sera au calorique spécifique du corps *A* comme 25 : 15, ou comme 1 : $\frac{15}{25}$, c'est-à-dire 0,6.

2°. Lorsque les corps ont une action chimique sur l'eau, cette manière d'opérer n'est plus praticable, parce qu'en se combinant, ils donnent lieu à un dégagement ou à une absorption de calorique : alors il suffit de les mêler avec d'autres corps sur lesquels ils n'agissent point, et dont on connaisse le calorique spécifique, pour connaître celui qu'ils contiennent. Prenons comme exemple l'eau et l'acide sulfurique, et servons-nous du mercure comme corps intermédiaire. Admettons qu'en mêlant un kilogramme d'acide sulfurique à 12° avec un kilogramme de mercure à 0°, il en résulte 2 kilogrammes à 11°; nous en conclurons que le calorique spécifique du mercure est au calorique spécifique de l'acide sulfurique comme 1 à 11; mais nous venons de voir que celui du mercure était à celui de l'eau comme 1 à 33 : conséquemment le calorique spé-

cifique de l'eau sera au calorique spécifique de l'acide sulfurique comme 33 à 11, ou comme 3 à 1, ou comme 1 à 0,33. Or, lorsqu'un corps aura une action chimique sur l'eau, il sera toujours possible d'en trouver un autre sur lequel il n'ait point d'action non plus que l'eau; d'où l'on voit que cette méthode s'applique à tous les solides et à tous les liquides en général.

Toutefois elle n'est exacte qu'autant qu'on prend quelques précautions que nous allons indiquer. Il faut que les vases dont on se sert, et que l'air au milieu duquel on opère, soient à la température du mélange; car autrement ils enlèveraient ou céderaient nécessairement une portion de calorique aux corps sur lesquels on opérerait. Il faut en outre faire le mélange promptement, et en déterminer la température tout de suite, et avec la plus grande précision.

De toutes ces conditions, la première est la seule qui soit assez difficile à remplir : voici comment il sera possible d'y parvenir : soit le fer dont on veuille mesurer la capacité pour le calorique; on en prendra une certaine quantité dont on élèvera la température à 100°, en le mettant pendant quelque temps en contact avec l'eau bouillante; puis on le plongera et on l'agitera, à la température de l'air, dans 5 ou 6 fois son poids d'eau qui par là s'échauffera d'un certain nombre de degrés. Alors on répétera l'expérience en abaissant la température de la masse d'eau autant au-dessous de celle de l'air, qu'elle se sera élevée au-dessus dans l'expérience primitive. L'eau sera mise en cet état dans un vase à parois minces, et mêlée et agitée, à l'instant même, avec le fer. Le nouveau mélange approchera tellement de la température atmosphérique que les erreurs seront à peine sensibles; le vase, il est vrai, sera refroidi d'abord par l'eau; mais il reprendra, au moment de l'immersion du fer, le calorique qu'il aura perdu.

58. On doit à Lavoisier et à M. de Laplace une méthode différente de celle que nous venons d'indiquer. Nous devons en parler avec d'autant plus de soin, qu'elle est très-ingénieuse, et susceptible d'exactitude.

Supposons qu'on ait une sphère creuse de glace à 0°, et placée dans un air à 0° ou au-dessus de 0°. Supposons ensuite qu'au moyen d'un segment mobile, on puisse renfermer dans cette sphère un corps dont la température soit à 100°. Ce corps cédera du calorique aux couches internes de la sphère de glace, jusqu'à ce qu'il soit arrivé à 0°. Mais, comme la glace à 0° ne peut recevoir la plus petite portion de calorique sans se fondre en partie; que l'air ne peut fondre que les couches extérieures de la sphère de glace, et que l'eau résultant de cette fusion ne peut pénétrer dans l'intérieur de la sphère, il s'ensuit que la quantité d'eau qu'on trouvera dans cette sphère ne pourra provenir que de l'action du corps, et sera l'expression exacte de la quantité du calorique qu'il exigera pour être porté de 0° à 100°.

Si donc on soumet successivement à l'expérience deux corps égaux en poids et en température, et si l'un fond deux fois autant de glace que l'autre, il contiendra évidemment deux fois autant de calorique spécifique.

Il est très-difficile, pour ne pas dire impossible, de se procurer une sphère de glace; mais on peut mettre le corps dans les mêmes circonstances où il se trouve dans cette sphère, en l'enveloppant de toutes parts de deux couches de glace qui ne se communiquent pas; car la couche extérieure empêchera l'air d'agir sur la couche intérieure, et celle-ci ne sera fondue que par le calorique du corps. On satisfait à ces conditions au moyen du calorimètre inventé par Lavoisier et M. de Laplace. (*Voy.* pl. XVII.)

Cet instrument est composé de trois capacités concentriques faites avec du fer-blanc, excepté la capacité intérieure *G*; celle-ci est formée par un grillage en fil de fer

que soutiennent des montans de ce métal; elle porte un couvercle creux HH' dont le fond est percé de trous, et elle reçoit le corps que l'on veut soumettre à l'expérience. La capacité moyenne $FF'F''$ est destinée à contenir la glace dont une portion doit être fondue par le corps; à sa partie inférieure on place une grille de fer II', puis un peu plus bas un tamis LL', pour recueillir les petits fragmens de glace qui pourraient passer à travers cette grille; au-dessous du tamis se trouve un robinet M, par lequel l'eau provenant de la glace fondue par le corps s'écoule et est portée dans le vase N. La capacité extérieure $EE'E''E'''$ a pour objet de renfermer la glace qui doit empêcher l'air d'agir sur celle de la capacité moyenne; elle ne communique point avec cette capacité; elle porte un robinet O, au moyen duquel la glace fondue par l'air s'écoule au dehors, et elle est surmontée d'un couvercle creux PP' qui n'est percé que sur les côtés. On met de la glace dans ce couvercle, ainsi que dans celui de la capacité intérieure.

D'après cette description, il est évident que le corps se trouve dans les conditions dont nous avons parlé précédemment, c'est-à-dire, qu'il est enveloppé de toutes parts de deux couches de glace; car celle du couvercle intérieur fait suite à la glace de la capacité moyenne, et celle du couvercle extérieur fait suite à celle de la capacité extérieure.

Pour se servir du calorimètre, on le place sur son pied RR, dans un lieu dont la température soit un peu au-dessus de 0°; après quoi l'on remplit de glace à 0° les capacités moyenne et extérieure, ainsi que les deux couvercles, et on laisse égoutter l'eau adhérente à la glace de la capacité moyenne; ensuite on pèse très-exactement le corps, et on le porte à la température de 100°, en le plongeant, pendant environ 15 minutes, dans l'eau bouillante; de là on l'introduit dans la capacité intérieure, après avoir toutefois fermé le robinet M; puis on recouvre sur-le-champ les

capacités de leurs couvercles respectifs; et alors on abandonne l'expérience à elle-même pendant 15 à 20 heures, temps plus que suffisant pour que la température du corps soit revenue à 0°, et pour que toute l'eau provenant de la glace qu'il a fondue soit réunie au-dessus du robinet *M*; enfin l'on ouvre ce robinet, l'eau s'écoule et l'on en prend le poids. Il est facile d'ailleurs de voir pourquoi la glace doit être à 0°, et pourquoi l'on porte le corps à la température de 100°; c'est que l'on peut se procurer aisément ces sortes de températures, et que si la glace était au-dessous de 0°, une portion du calorique du corps serait employée à la ramener à son terme de fusion et serait perdue pour le résultat de l'expérience.

Lorsque le corps dont on veut déterminer le calorique spécifique est solide et sans action sur l'eau, on peut le mettre immédiatement en contact avec la glace; mais lorsqu'il est liquide, ou lorsque, étant solide, il a de l'action sur l'eau, on s'y prend comme nous allons le dire.

S'il est liquide ou solide, on l'enferme dans un vase dont on a d'abord déterminé le calorique spécifique; on plonge un thermomètre dans le vase; on élève convenablement la température de celui-ci et du corps, et on les introduit dans le calorimètre. Du reste, on fait l'opération comme nous l'avons dit ci-dessus, en tenant compte du calorique fourni par le vase.

S'il était gazeux, il serait difficile d'en déterminer le calorique spécifique par le calorimètre, à cause du peu de densité des gaz, du peu de calorique qu'ils laissent dégager, même en se refroidissant d'un grand nombre de degrés, et de la difficulté qu'il y a d'observer leur température au moment où ils pénètrent dans la capacité moyenne. Aussi tous les résultats obtenus jusqu'ici par cette méthode laissent-ils beaucoup à desirer. Nous en connaîtrons bientôt une qui est exempte de tous ces inconvéniens.

Tels sont les divers procédés employés pour refroidir les

divers corps jusqu'à 0° dans le calorimètre, et recueillir l'eau provenant de leur action sur la glace. Il ne s'agit plus que de ramener tous les résultats à la même unité, pour les rendre comparables : or, on a pris pour unité la quantité de glace qu'un kilogramme d'eau à 75° est capable de fondre en passant à 0°. Mais cette quantité est un kilog. (48) : il faudra donc rechercher combien un kilog. du corps soumis à l'expérience fondra de glace en s'abaissant de 75°. C'est à quoi l'on parviendra très-facilement, comme on va le voir dans l'exemple suivant. Supposons que l'on opère sur $5^{\text{kilogr.}},5$ de fonte de fer à 100°, l'on obtiendra $0^{\text{kilogr.}},81$ d'eau, et l'on dira : si $5^{\text{kilogr.}},5$ de fonte ont fondu $0^{\text{kilogr.}},81$ de glace, combien en fondra 1 kilog. de fonte : on divisera donc $0^{\text{kilogr.}},81$ par $5^{\text{kilogr.}},5$, et on trouvera pour quotient $0^{\text{kilogr.}},148$.

Ayant ainsi trouvé qu'un kilog. de fer à 100° peut fondre $0^{\text{kilogr.}},148$ de glace, on en prendra les $\frac{3}{4}$ pour savoir ce qu'un kilog. de fer à 75° en fondra ; ou bien, pour cela, on divisera $0^{\text{kilogr}},148$ par 100, et on multipliera le nouveau quotient par 75. Il en résultera, pour le cas que nous examinons, $0^{\text{kilogr.}}111$: d'où l'on voit que la capacité de l'eau pour le calorique est un peu plus de neuf fois aussi considérable que celle du fer. En général, il faudra diviser la quantité d'eau fondue par le nombre de kilog. ou de parties de kilog. du corps soumis à l'expérience; ensuite diviser le quotient par le nombre de degrés dont le corps était au-dessus de 0°, et enfin multiplier le nouveau quotient par 75. Le produit de cette multiplication exprimera la quantité de glace qu'un kilogramme du corps pourra fondre en passant de 75° à 0°. Cependant il est de fait qu'il s'écoule toujours un peu plus d'eau que le corps n'en fond : en effet, la glace employée est fondante, par conséquent mouillée par une certaine quantité d'eau. Cette quantité est en raison de la surface de la glace ; or,

cette surface est d'autant plus étendue que la glace est réduite en plus petits fragmens; d'où il suit que, dans ce cas, la quantité d'eau adhérente à la surface de la glace sera plus grande avant l'opération qu'après; et que l'excédant ajouté à l'eau fondue par le corps soumis à l'expérience causera une légère erreur. Cette erreur disparaîtrait en se servant d'un calorimètre carré, et introduisant dans sa capacité moyenne des morceaux de glace taillés et de même étendue que ses parois.

Calorique spécifique de diverses substances, comparé à celui de l'eau pris pour unité, d'après Lavoisier et M. Laplace (*a*).

Eau	1,0000
Soufre	0,2085
Fer battu	0,1105
Étain	0,0475
Plomb	0,0282
Mercure	0,0290
Oxide rouge ou deutoxide de mercure	0,0501
Minium	0,0623
Chaux vive	0,2169
Verre sans plomb	0,1929
Acide nitrique, pesant spécifiquement 1,2989,	0,6614
Acide sulfurique, pesant spécifiquement 1,87,	0,3346
4 parties de ce dernier acide, plus 5 parties d'eau	0,6031
Solution de nitre formée de... {Nitre... 1, Eau.... 8}	0,8187
Huile d'olive	0,3096

59. Le calorimètre peut servir à déterminer non-seule-

(*a*) L'on trouvera plus loin (60 *bis* et 61) une suite à ce tableau, tirée des expériences de MM. Laroche et Bérard, et de celles de MM. Petit et Dulong. Beaucoup d'autres physiciens se sont occupés de la détermination du calorique spécifique des corps; mais leurs résultats ne méritant pas toute la confiance possible, nous ne les citerons point.

ment le calorique spécifique des corps, mais encore la quantité de calorique relative qui se dégage pendant l'action réciproque des corps solides et liquides, la combustion des corps, la respiration des animaux, etc.

La détermination de la quantité de calorique dégagé par l'action réciproque des corps solides ou liquides n'offre aucune difficulté. On les amène d'abord à 0°, en les mettant séparément dans de la glace pilée. On amène aussi à ce degré le vase dans lequel doit s'opérer la combinaison; puis, après avoir placé le vase dans la capacité intérieure du calorimètre, on y introduit les corps et l'on en opère promptement le mélange. Du reste, l'expérience se fait comme la précédente.

Il est moins facile de déterminer la quantité de calorique qui se dégage pendant la combustion et pendant la respiration des animaux. Cependant, dans un grand nombre de cas, il est possible d'y parvenir avec assez d'exactitude de la manière suivante : on adapte deux tuyaux au calorimètre, l'un par lequel on fait arriver l'air dans la capacité intérieure, l'autre par lequel on l'en fait sortir : tous deux sont entourés de glace, de sorte que l'air arrive et sort à zéro. L'eau provenant de la glace fondue par le passage de l'air dans le premier tuyau est rejetée; mais celle qui provient de la glace fondue par le passage de ce fluide dans le second tuyau doit être recueillie avec soin, parce qu'elle est due à l'action du calorique dégagé pendant l'expérience. Ainsi, l'appareil doit être disposé de manière que le second tuyau fasse partie de la capacité moyenne, condition facile à remplir, en le faisant circuler dans la glace de cette même capacité. L'expérience, au reste, ne doit point être prolongée assez pour que les animaux souffrent au point que leur respiration soit altérée.

60. Le calorimètre que nous venons de décrire n'est pas le seul qui existe; il en est un autre de l'invention de

M. de Rumford, au moyen duquel on peut mesurer le calorique qui se dégage pendant la combustion d'un certain nombre de corps, et obtenir plusieurs autres résultats, plus facilement encore et plus exactement que par celui de Lavoisier et de M. de Laplace. Ce calorimètre est fort simple : il consiste en une caisse de fer-blanc d'environ 22 centimètres de longueur sur 12 centimètres de largeur et 12 centimètres de profondeur. A environ 3 millimètres au-dessus du fond de la caisse, se trouve un conduit rectangulaire de 4 centimètres de largeur et de 18 millimètres d'épaisseur, qui va en serpentant horizontalement d'une extrémité à l'autre; arrivé à l'une de ces extrémités, ce conduit en perce la paroi, tandis qu'arrivé à environ 3 millimètres de l'extrémité opposée, il traverse le fond, et se termine au dehors en un entonnoir renversé. Le dessus de la caisse porte deux ouvertures, l'une qui sert à la remplir d'eau, et l'autre à placer un thermomètre. (*Voy.* pl. XVIII.)

C C', caisse qui doit contenir de l'eau;

A A', ouverture pour introduire le thermomètre;

B, ouverture pour verser l'eau;

E E', conduit dans lequel passent les produits de la combustion;

G, entonnoir renversé pour recevoir la flamme des corps;

H H', support en bois;

I I', briques sur lesquelles on place l'instrument.

Lorsque l'on veut se servir de cet instrument, on le remplit d'une quantité déterminée d'eau distillée par l'ouverture *B*, et on y introduit, par l'ouverture *A A'*, un thermomètre dont le réservoir égale presqu'en hauteur les parois de la caisse, afin d'avoir, avec beaucoup de précision, la température des différentes couches d'eau; cette température doit être primitivement d'environ 5° au-dessous de celle de l'air. L'appareil ainsi disposé et placé sur son

support, on se procure le corps sur lequel l'opération doit être faite. Soit, comme exemple, de la cire : vous en ferez une bougie avec une mèche très-fine; vous la péserez, et après l'avoir placée sous l'entonnoir renversé, vous l'allumerez : au même instant, les produits de la combustion seront entraînés dans le conduit rectangulaire qui correspond à l'entonnoir renversé, et communiqueront à l'eau de la caisse le calorique dégagé par la combustion de la cire; quelque temps après, vous éteindrez la bougie, vous la péserez de nouveau, et vous en conclurez le poids de la cire brûlée : ce sera à l'époque où la température de l'eau sera devenue autant supérieure à celle de l'air qu'elle y était d'abord inférieure. Vous rendrez ainsi à l'air à-peu-près tout le calorique que l'eau aura commencé par lui enlever, et vous acquerrez une assez grande précision dans l'expérience, précision qu'il serait impossible d'obtenir si les fluides avaient d'abord la même température. Alors observant celle de l'eau qui sera indiquée par le thermomètre, vous déterminerez, au moyen d'un calcul très-simple, la quantité de calorique dégagé par la combustion du corps. Si l'eau contenue dans la caisse pèse 6 kilog. y compris le poids de la caisse évalué en eau pour la chaleur spécifique, et si sa température s'élève de 10°, ces 6 kilog. représenteront un seul kilog. d'eau dont la température serait élevée de 60°. Or, nous savons qu'un kilog. d'eau, en passant de 75° à 0°, fait fondre un kilog. de glace; par conséquent un kilog. d'eau, en passant de 60 à 0°, ferait fondre les $\frac{4}{5}$ d'un kilog. de glace, ou 800 grammes. Ainsi la quantité de chaleur acquise par les 6 kilog. d'eau serait donc la même que celle qui serait nécessaire pour fondre cette quantité de glace.

Nous connaîtrons ce nouveau calorimètre sous le nom de *calorimètre d'eau*, pour le distinguer du précédent, que nous appellerons *calorimètre de glace*.

Tableau des quantités de glace fondue par la chaleur provenant de la combustion de plusieurs corps, d'après MM. Lavoisier *et* Laplace.

1 liv. de gaz hydrogène	313 liv. de glace fondue.
d'huile d'olive	148,883
de cire blanche	140,000
de phosphore	100,000
de charbon	96,351
de suif	95,813
d'éther sulfurique	74,313
de salpêtre avec une de soufre	32,000
de salpêtre avec o liv.,3125 de charbon	12,000

Tableau de l'élévation de température que la combustion de un gramme de diverses substances communique à un gramme d'eau, d'après les expériences de MM. Lavoisier *et* Laplace, *et celles de* Rumford *(a)*.

Hydrogène	23400°	LL.		
Huile d'olive	11166	LL.		
	9044	R.		
Cire blanche	10500	LL.		
	9479	R.		
Huile de colza épur.	9307	R.		
Suif	8369	R.		
	7186	LL.		
Ether sulfurique	8030	R. pes. spéc.	0,72834.	à 20°
Phosphore	7500	LL.		
Charbon	7226	LL.		
Naphte	7338	R.	0,82731	à 13° $\frac{1}{3}$
Alcool à 42° aréom.	6195	R.	0,817624	à 15°,5
Idem plus aqueux.	5422	R.	0,84714	à 15°,5
Idem à 33° aréom.	5261	R.	0,85324	à 15°,5
Bois de chêne	3146	R.		

(*a*) Ce tableau est tiré de l'ouvrage de physique de M. Biot. *LL* signifient *Lavoisier* et *Laplace*; *R* signifie *Rumford*.

Les nombres de cette table, divisés par 100, donnent le nombre de grammes d'eau à 0° qu'un gramme de chaque corps peut faire bouillir au moyen de la chaleur dégagée dans sa combustion ; divisés seulement par 75, ils donnent le nombre de grammes de glace à 0° que cette chaleur ferait fondre.

60 *bis*. Nous avons dit précédemment que le calorimètre de glace ne pouvait que difficilement servir à mesurer la chaleur spécifique des gaz ; mais il n'en est pas de même du calorimètre d'eau. MM. Delaroche et Berard l'ont employé avec le plus grand succès pour déterminer cette sorte de chaleur. La température de l'eau étant de 2° au-dessous de celle de l'air ambiant, ils l'élevaient peu à peu et la portaient jusqu'à 2° au-dessus, en faisant passer d'une manière constante et uniforme, à travers le serpentin du calorimètre, un volume de gaz donné, sous une pression et à une température aussi données : la pression était d'environ 76 centimètres, et la température de près de 100°. Ils obtenaient ainsi les chaleurs spécifiques relatives de tous les gaz qu'ils soumettaient à ce genre d'expériences ; car ces chaleurs étaient en raison inverse des volumes employés. En effet, lorsque, toutes choses égales d'ailleurs, il faudra 84 litres d'un gaz et seulement 78 d'un autre pour élever la température de l'eau d'un même nombre de degrés, il est évident que la chaleur spécifique du premier sera à celle du second comme 78 à 84. Pour comparer ensuite les résultats à la chaleur spécifique de l'eau, il n'y aura plus qu'à évaluer en poids le volume des gaz, ce qu'il est facile de faire, et qu'à connaître d'une part leur degré de refroidissement, et de l'autre le degré d'échauffement de l'eau du calorimètre. Supposons, 1°. que l'expérience se fasse sur un volume de gaz atmosphérique, tel que, sous la pression de 76 centimètres et à 0°, il représente 83$^{lit.}$,40, ce gaz pésera 108$^{gram.}$,320 ; 2°. que ce gaz élevé à 96° de

chaleur soit ramené à 11° par l'eau du calorimètre, et subisse conséquemment un abaissement de température de 85 degrés ; 3°. que la chaleur perdue par le gaz suffise pour élever la température du calorimètre de 4 degrés ; 4°. que l'eau contenue dans le calorimètre soit de 580 grammes, et que la masse du métal constituant le calorimètre ait une capacité pour le calorique égale à $40^{\text{gram.}},8$ d'eau, il en résultera que $108^{\text{gram.}},320$ d'air, en perdant 85°, auront suffi pour échauffer de 4 degrés $580^{\text{gram.}}$, plus $40^{\text{gram.}},8$ ou $620^{\text{gram.}},8$ d'eau. Or, $620^{\text{gram.}},8$ d'eau, pour s'échauffer de 4°, exigent autant de chaleur que $29^{\text{gram.}},214$ pour s'échauffer de 85°, puisque 620 multipliés par 4 égalent 29,214 multipliés par 85 : donc la chaleur spécifique de l'eau serait à celle de l'air comme 108,320 est à 29,214, ou comme 1 à 0,2697.

Il nous resterait à dire maintenant comment MM. Delaroche et Berard obtenaient un courant constant et uniforme de gaz, comment ils élevaient celui-ci par l'eau bouillante à une température de près de 100°, sans communiquer de chaleur directe au calorimètre ; à exposer enfin toutes les précautions qu'ils ont prises pour assurer le succès de leurs expériences ; mais nous aimons mieux renvoyer pour cela nos lecteurs au Mémoire même des auteurs, qui se trouve imprimé dans les *Annales de Chimie*, tom. LXXXV, pag. 72-224.

MM. Delaroche et Berard ont encore employé un autre procédé pour déterminer la chaleur spécifique des gaz ; ce procédé leur paraît même un peu plus rigoureux que le premier : il consiste à faire passer, commme précédemment, à travers le serpentin du calorimètre d'eau, un courant régulier d'un gaz maintenu avant son entrée à une température élevée et constante, mais à continuer l'expérience jusqu'à ce que la température de l'eau devienne stationnaire. Or, comme la quantité de chaleur perdue à chaque instant par un corps chaud isolé dans l'air est

proportionnelle à l'excès de sa température sur celle de l'air environnant, et que chaque courant de gaz, en raison de sa nature, élèvera la température du calorimètre à un point fixe où elle sera stationnaire ; il s'ensuivra qu'à partir de ce point, l'excès de la température stationnaire du calorimètre sur celle de l'air ambiant sera proportionnel à la quantité de chaleur abandonnée par le courant de gaz qui aura traversé le calorimètre (*a*). Ils ont donc pu déterminer par ce moyen, de même que par le précédent, la chaleur spécifique de tous les gaz : ensuite ils sont parvenus à la comparer à celle de l'eau, soit en soumettant le calorimètre à l'action d'un courant d'eau chaude régulier, et assez lent pour qu'il ne produisît guère plus d'effet que le courant des différens gaz, soit en appréciant par le calcul la quantité réelle de chaleur que le calorimètre, parvenu à la température stationnaire, pouvait perdre dans un temps donné. (*Voy.* leur mémoire déjà cité.) Voici les résultats qu'ils ont obtenus

Chaleur spécifique des différens gaz sous une même pression, celle de l'air atmosphérique étant prise pour unité.

	à vol. égaux.	à poids égaux.
Air atmosphérique........	1,0000......	1,0000
Gaz hydrogène...........	0,9033......	12,3401
— acide carbonique.......	1,2583......	0,8280
— oxigène...............	0,9765......	0,8848
— azote.................	1,000.......	1,0318
Protoxide d'azote..........	1,3503......	0,8878
Gaz oléfiant...............	1,5530......	1,5763
— oxide de carbone.......	1,0340......	1,0805

(*a*) Cette loi est vraie pour de petits excès de température, tels que ceux que nous considérons ici ; elle cesse de l'être lorsque l'on met un corps incandescent dans un air froid.

Chaleur spécifique des gaz comparée à celle de l'eau prise pour unité.

Eau	1,0000
Air	0,2669
Hydrogène	3,2936
Acide carbonique	0,2210
Oxigène	0,2361
Azote	0,2754
Protoxide d'azote	0,2369
Gaz oléfiant	0,4207
— oxide de carbone	0,2884
Vapeur aqueuse	0,8470

Après avoir déterminé ainsi la chaleur spécifique des gaz, MM. Delaroche et Berard ont reconnu que celle de l'un quelconque de ces gaz, considérée sous le rapport des volumes, augmente avec sa densité, mais suivant une progression moins rapide. Ainsi celle de l'air, à la pression de $1^{\text{mètre}},0058$, est de 1,2396; et celle du même volume, à la pression de $0^{\text{mètre}},7405$, n'est que de 1,00. Il suit de là que les résultats de MM. Delaroche et Berard sur les chaleurs spécifiques appartiennent à un phénomène composé. En effet, la densité des gaz est moindre quand ils entrent dans le calorimètre que quand ils en sortent, puisqu'ils se contractent en même temps qu'ils se refroidissent. Par conséquent, la chaleur qu'ils abandonnent provient et du refroidissement qu'ils subissent, et de la contraction qu'ils éprouvent; par conséquent aussi, pour avoir des résultats simples, il faudrait pouvoir observer ces deux effets séparément : c'est un travail de ce genre que M. Dulong a entrepris, et pour lequel il a imaginé un appareil très-ingénieux. Sans doute qu'il publiera bientôt ses observations. Ceux qui seraient curieux de con-

naître cet appareil le trouveront décrit dans le *Traité de Physique* de M. Biot, vol. IV, p. 728.

61. Il est évident que l'on peut obtenir des résultats exacts sur la capacité des corps pour le calorique, par la méthode des mélanges ou par l'emploi du calorimètre, en remplissant toutes les conditions que nous avons indiquées; mais souvent il est difficile de se procurer une assez grande quantité des corps pour faire usage de l'une de ces deux méthodes. Il est donc nécessaire alors d'avoir recours à une autre. La suivante, qui a été employée pour la première fois par Mayer, et qui a été perfectionnée successivement par M. Leslie et par MM. Petit et Dulong, ne laisse rien à desirer. Elle est fondée sur ce qu'il existe entre les temps que les différens corps placés dans les mêmes circonstances mettent à se refroidir, et les chaleurs spécifiques de ces mêmes corps, des relations à l'aide desquelles le rapport des capacités peut se déduire de celui des temps du refroidissement, pourvu que l'on prenne quelques précautions : la première, c'est de renfermer les corps, comme le conseille M. Leslie, dans une enveloppe qui soit toujours de même nature, afin de prévenir l'erreur qui proviendrait d'une inégalité dans le pouvoir rayonnant des surfaces. La seconde et la plus importante, c'est de se mettre à l'abri des inconvéniens qui résulteraient de l'inégale conductibilité des substances que l'on compare entre elles et de leur prompt refroidissement. Pour atteindre ce but, MM. Petit et Dulong ont soin de n'opérer que sur de petites masses, de les réduire en poudre, de les placer dans un air extrêmement dilaté, et de faire les expériences dans un intervalle de température compris entre 10° et 5° d'excès sur le milieu ambiant. En n'opérant que sur de petites masses, l'inégalité de conductibilité est singulièrement affaiblie : à la vérité, le refroidissement se trouve accéléré; mais on le ralentit convenablement par la dila-

tation de l'air, par la pulvérisation du corps et par la faible température à laquelle on élève celui-ci. Outre ces précautions, il faut encore entourer de glace le milieu ambiant, afin de le maintenir à la même température pendant toute la durée de l'expérience, sans quoi les résultats ne seraient plus exacts. Voici donc, en résumé, comment MM. Petit et Dulong procèdent à l'expérience. Ils réduisent les corps solides en poudre très-fine, les renferment et les tassent dans un vase cylindrique d'argent fort mince, d'une très-petite capacité, et dont l'axe est occupé par le réservoir du thermomètre qui sert à indiquer la marche du refroidissement. Ils élèvent ensuite ce vase, au moyen d'un courant d'air chaud, à une température de 25 à 30° au-dessus de l'air ambiant, le placent au centre d'une enceinte de cuivre à parois minces, noircies intérieurement pour augmenter le pouvoir absorbant, et recouvertes de toutes parts d'une couche épaisse de glace fondante. Dès que le vase d'argent est placé dans l'enceinte en cuivre, on fait le vide dans celle-ci, de manière à réduire la tension intérieure de l'air à 2 millimètres ; on observe le thermomètre dont la tige est hors du vase, et quand il n'est plus qu'à 10° au-dessus du milieu ambiant, on note le temps du refroidissement. Ce temps est au moins de quinze minutes, et cependant la masse des corps sur lesquels on opère ne s'élève pas au-delà de 30 grammes, même lorsque les corps sont très-denses, tels que le platine et l'or.

Présentons maintenant dans un tableau les chaleurs spécifiques de plusieurs corps simples, que les auteurs ont obtenues en calculant leurs observations par une formule qu'il feront connaître dans leur prochain mémoire.

	Chaleurs spécifiques (*a*).	Poids relatifs des atomes (*b*).	Produit du poids de chaque atome par la capacité correspondante.
Bismuth,	0,0288	13,30	0,3830
Plomb,	0,0293	12,95	0,3794
Or,	0,0298	12,43	0,3704
Platine,	0,0314	11,16	0,3740
Etain,	0,0514	7,35	0,3779
Argent,	0,0557	6,75	0,3759
Zinc,	0,0927	4,03	0,3736
Tellure,	0,0912	4,03	0,3675
Cuivre,	0,0949	3,957	0,3755
Nickel,	0,1035	3,69	0,3819
Fer,	0,1100	3,392	0,3731
Cobalt,	0,1498	2,46	0,3685
Soufre,	0,1880	2,011	0,3780

Nous avons dit précédemment que les poids relatifs des atomes, se déduisant des quantités pondérables des substances élémentaires qui s'unissent ensemble, il devait toujours y avoir quelque chose d'arbitraire dans la fixation de ces poids, parce qu'il n'y a aucun moyen certain de découvrir le nombre réel d'atomes de chaque espèce qui entrent dans une combinaison (17). Cependant l'indétermination ne porte au plus que sur quelques nombres qui ont entre eux les rapports les plus simples : parmi ces nombres, MM. Petit et Dulong en ont toujours trouvé de tels qu'en les adoptant, les atomes de tous les corps simples auraient exactement la même capacité pour la chaleur. L'on peut s'en convaincre facilement, du moins pour les atomes dont les densités sont rapportées dans la seconde

(*a*) La chaleur spécifique de l'eau est prise pour unité.

(*b*) Le poids de l'atome d'oxigène est supposé égal à un.

colonne du tableau. En effet, pour obtenir la chaleur spécifique de ces atomes, il suffirait de diviser celle des corps qui leur correspondent par le nombre des atomes renfermés dans un même poids des corps correspondans. Mais, pour des poids égaux de matière, ces nombres sont en raison inverse de la densité des atomes. Conséquemment on arrivera au résultat cherché en multipliant le poids de chaque atome par le nombre qui exprime la capacité du corps auquel il appartient; par exemple, 13,30, poids de l'atome de bismuth par 0,0288, capacité du bismuth pour la chaleur. Que l'on examine actuellement la 3e colonne, et l'on verra que les nombres qui la composent sont sensiblement égaux : donc la loi est vraie pour les atomes de tous les corps que l'on considère ici, et probablement pour toute sorte d'atomes : bien entendu qu'elle cesserait de l'être, ou plutôt qu'elle serait toute autre, si l'on adoptait pour les poids relatifs des atomes d'autres nombres que ceux qui sont compris dans la seconde colonne. Toutefois, dans ce cas même, elle comprendrait évidemment l'expression d'un rapport simple entre les poids et les chaleurs spécifiques des atomes élémentaires.

Après avoir cherché à découvrir la loi des chaleurs spécifiques des atomes élémentaires, MM. Petit et Dulong se sont proposé de trouver celle des atomes composés; mais jusqu'ici ils n'ont encore rien publié à ce sujet : ils se sont contentés seulement d'annoncer qu'il existait un rapport simple entre la capacité des atomes élémentaires et celle des atomes composés. (*Voyez* leur mémoire, *Annales de Chimie et de Physique*, tom. x, pag. 395.)

Calorique spécifique des corps composés, comparé à celui de leurs élémens.—Irvine et Crawford ont avancé que, quand deux corps se combinent et qu'il y a dégagement de calorique, le composé a toujours une chaleur spécifique moindre que celle que l'on trouve par un calcul fondé sur la

connaissance de la chaleur spécifique des composans et des proportions dans lesquelles ils s'unissent; et qu'au contraire, quand, dans une combinaison, il y a production de froid, la chaleur spécifique du composé est constamment plus grande que celle qui est donnée par le calcul; mais cette loi, qui d'abord a été admise par la plupart des physiciens, doit être rejetée, parce qu'elle ne s'accorde nullement avec un grand nombre de faits bien observés. Parmi ces faits, nous citerons, comme les plus remarquables, ceux dont la découverte est due à MM. Petit et Dulong. Ces physiciens ont trouvé : « que les quantités plus ou moins grandes de chaleur qui se développent au moment de la combinaison des corps n'ont aucun rapport avec la capacité des élémens, et *que même, dans le plus grand nombre de cas, cette perte de chaleur n'est suivie d'aucune diminution dans la capacité des composés qui en résultent.* » Par exemple, le soufre et le plomb, en se combinant, produisent une grande quantité de chaleur; et cependant l'expérience prouve que ces élémens ont précisément la même capacité que le sulfure de plomb : tels sont encore, du moins très-probablement, l'hydrogène et l'oxigène, l'oxigène et le cuivre, l'oxigène et le plomb, l'oxigène et l'argent, le soufre et le charbon, par rapport aux composés binaires qu'ils peuvent former; savoir : l'oxide d'hydrogène ou l'eau, l'oxide de cuivre, l'oxide de plomb, le carbure de soufre. De là des conséquences fort importantes, comme il est possible de le voir dès à présent, pour la théorie de la production de la chaleur.

Sources du Calorique.

61 *bis*. Le calorique émane de deux sources : 1° du soleil, 2° des corps, soit par la compression, soit par la combinaison.

Non-seulement le soleil lance des rayons de lumière,

mais il lance encore des rayons de calorique : ceux-ci se trouvent en grande partie séparés des rayons lumineux dans le spectre solaire. En effet, si l'on fait passer à travers un prisme de verre un faisceau lumineux, de manière à en isoler les sept rayons, rouge, orangé, jaune, vert, bleu, indigo, violet, l'on verra que le rayon violet ou le plus réfrangible échauffera moins le thermomètre que l'indigo; l'indigo, moins que le bleu, etc.; et que le rouge ou le moins réfrangible l'échauffera plus que tous les autres, mais moins que ne l'échauffera l'espace au-delà jusqu'à une certaine distance. Herschell, à qui cette découverte est due, a prouvé que la plus grande chaleur, hors du spectre, était à 12 millimètres du rayon rouge, et qu'elle était encore sensible à 38 millimètres.

Chaleur par compression. — Toutes les fois qu'on comprime un corps d'une manière quelconque, soit en le frottant contre un autre, soit en le *percutant*, on en dégage une portion de calorique, et on l'échauffe constamment. L'occasion d'observer ces phénomènes se présente souvent. Qui ne sait qu'en battant le fer il s'échauffe jusqu'au point de devenir incandescent; qu'en frottant le bois il finit par s'enflammer? N'est-ce point en frappant vivement un caillou avec un morceau d'acier que nous nous procurons journellement de la lumière? alors, des parcelles métalliques très-chaudes se détachent, brûlent, fondent et mettent le feu à l'amadou. On peut même fondre, d'après M. Davy, deux disques de glace en les frottant l'un contre l'autre, dans une atmosphère au-dessous de zéro. Les gaz surtout, eu égard à leur masse, sont capables de dégager beaucoup de calorique par la compression : le briquet à air en est une preuve frappante. Ce briquet, connu seulement depuis quelques années, est composé d'un corps de pompe en laiton, et d'un piston également en laiton dont l'extrémité est terminée par une petite cavité. On met dans cette

cavité un peu d'amadou bien sec (*a*); on adapte ensuite l'extrémité du piston au corps de pompe; on exerce une compression forte et subite, et retirant à l'instant même le piston, l'amadou se trouve enflammé.

Les liquides n'étant point ou que peu compressibles, ne peuvent dégager de calorique par le frottement ou la percussion.

Chaleur par combinaison. — Deux ou plusieurs corps qui se combinent donnent toujours lieu à un changement de température. La température s'élève constamment dans le cas où la combinaison est intime, et s'abaisse quelquefois dans le cas contraire. (*Voyez*, pour l'abaissement de température, (709). La production de chaleur qui se manifeste dans l'action réciproque des corps a été attribuée, jusqu'ici, principalement au rapprochement plus ou moins grand des molécules qui s'unissent, et à la capacité plus ou moins grande du nouveau composé pour le calorique. Mais il est certain que ces causes ont beaucoup moins d'influence qu'on ne l'a cru, puisqu'il arrive souvent que le composé a tout autant de capacité pour la chaleur que ses principes constituans. Quoi qu'il en soit, c'est en combinant l'un des principes de l'air qu'on appelle *oxigène*, avec d'autres corps qu'on appelle *combustibles*, tels que le charbon, le bois, que nous produisons les divers degrés de chaleur qui nous sont nécessaires. (*Voyez* la Théorie developpée, art. *Combustion* (79).

Du Froid.

62. Nous avons dit que le calorique émanait de deux sources : nous pouvons dire qu'il en est de même du froid.

(*a*) On rend l'amadou bien plus combustible en le trempant dans une dissolution de nitrate de plomb, et le faisant bien sécher.

L'une est naturelle, et provient de ce qu'en hiver, où elle se manifeste, le soleil est moins long-temps sur notre horizon qu'en été, et de ce qu'alors ses rayons nous arrivant obliquement, tombent en moins grand nombre sur le même espace, et traversent un plus grand nombre de couches d'air atmosphérique que dans cette dernière saison, où ils nous arrivent presque verticalement.

L'autre est artificielle, et sera la seule qui nous occupera; elle repose sur la propriété qu'ont les corps de rendre latente une grande quantité de calorique en passant de l'état solide à l'état liquide, et de ceux-ci à l'état gazeux (48 et 49).

Froid produit par les coprs solides et liquides. — Lorsqu'on mêle ensemble deux corps solides, ou un corps solide avec un corps liquide; que ces corps n'ont que peu d'affinité l'un pour l'autre, mais assez cependant, relativement à leur cohésion, pour que la combinaison ait lieu et que le composé se fonde promptement, il en résulte un froid plus ou moins considérable. On emploie toujours de la glace ou de la neige dans le cas où les deux corps sont solides. C'est ainsi qu'on produit avec 2^parties^,5 de glace et 1 partie de sel marin, l'un et l'autre à 0°, un froid de — 19°. En substituant d'autres corps au sel marin, et en abaissant leur température ainsi que celle de la glace à —10° ou 12°, on peut produire plus de 40° de froid (709).

Froid produit par les liquides. — Nous avons prouvé que les liquides avaient une tendance à se réduire en vapeur à une température quelconque au-dessous du degré de leur ébullition, et que dans un espace vide ou plein de gaz il s'en vaporisait une quantité qui dépendait de l'espace, de la température et de la nature du liquide (40). Or, une portion quelconque d'un liquide absorbe tout autant de calorique, ou en rend latente une quantité tout

aussi grande, en passant spontanément à l'état de vapeur, qu'en passant à cet état par l'action directe du feu : par conséquent, la portion qui ne se vaporise pas doit se refroidir, jusqu'à ce qu'elle reçoive des corps étrangers autant de calorique qu'elle en cède, époque à laquelle sa température devient stationnaire. Si donc un liquide a une grande tendance à se vaporiser, il pourra donner lieu à beaucoup de froid. Voilà pourquoi, en entourant de linge la boule d'un thermomètre, puis la plongeant à diverses reprises dans l'éther et la faisant circuler rapidement, on fait descendre, même en été, le mercure bien au-dessous de 0°. C'est encore par cette raison que de l'éther versé sur nos organes produit une vive sensation de froid, surtout en renouvelant l'air. Cette propriété des liquides a été mise à profit pour se procurer de l'eau fraîche. Par exemple, dans l'Egypte, on s'en procure en remplissant d'eau des vases poreux appelés *alcarazas*, et les plaçant à l'ombre, au milieu d'un courant d'air le moins chaud possible. L'eau mouillant continuellement la surface extérieure du vase, se vaporise en partie, et abaisse la température de celle qui reste à l'état liquide.

Mais lorsqu'au lieu d'exposer ces liquides au contact de l'air atmosphérique dont les molécules retardent et gênent la vaporisation, on les place dans le vide, sous le récipient de la machine pneumatique, le froid produit est bien plus considérable : aussi, en enveloppppant d'une éponge une petite boule soufflée à l'extrémité d'un tube, et pleine de mercure, puis versant dessus du carbure de soufre, qui est un liquide blanc très-volatil, et suspendant le tube dans une cloche où l'on fait promptement le vide, parvient-on à congeler le mercure en quelques secondes, quoique sa congélation n'ait lieu que vers le 40e degré sous 0°. Le froid serait bien plus grand encore s'il était possible d'absorber la vapeur à mesure qu'elle se formerait, parce que la va-

porisation ne s'arrêterait pas ; elle pourrait même s'étendre aux solides : c'est ce que prouve la belle expérience de M. Leslie sur la congélation de l'eau dans le vide, en employant l'acide sulfurique, etc. comme absorbant (*a*). Prenez deux capsules ; dans l'une mettez l'eau, et dans l'autre l'acide sulfurique ; placez-les sous le récipient de la machine pneumatique, sur des supports en bois ou en fil de fer, de manière que la première soit au-dessus de la seconde, et qu'elle en soit très-éloignée ; ensuite faites le vide le plus exactement possible : alors une portion d'eau se réduira en vapeur, et remplira tout le récipient ; elle sera bientôt absorbée par l'acide, et remplacée à mesure par une autre portion, etc., de sorte qu'à chaque instant il s'absorbera et se formera de nouvelle vapeur. Celle qui se formera produira du froid, et celle qui se condensera produira de la chaleur : ainsi, tandis que l'eau se refroidira, l'acide devra s'échauffer. Il s'échauffera en effet, non-seulement parce qu'en absorbant la vapeur, tout le calorique latent qu'elle contient sera mis en liberté, mais encore, comme on le verra par la suite, parce que l'eau à l'état liquide, en se combinant avec cet acide, donne lieu à une grande émission de calorique (417 *bis*). Toutefois, l'eau arrivera promptement à 0°, quelquefois même avec un mouvement d'ébullition, puis elle se congélera au bout d'un certain temps, et toujours d'autant plus vite que la température de l'atmosphère à laquelle on opérera sera moins élevée, que le vide sera plus parfait, que la quantité d'eau que l'on emploiera par rapport à celle de l'acide sera plus pe-

---

(*a*) Au lieu d'acide sulfurique, l'on peut employer les corps déliquescens, tels que le chlorure de calcium, le nitrate de chaux, en fragmens. M. Leslie a même employé tout récemment le trapp porphyrique en décomposition, réduit en poudre et séché au four, et plus récemment encore, la farine d'avoine légèrement torréfiée (*Annales de Chimie et de Physique*, tome IV, page 443, et tom. V, page 334) ; mais alors le froid produit est moins grand.

tite, et que la surface absorbante de celui-ci sera plus grande. Au moyen d'une machine qui fait le vide à 7 millimètres près, et de 200 à 300 grammes d'acide sulfurique placés dans une large capsule, on congèlera facilement, en 5 ou 6 minutes, 30 grammes d'eau, la température de l'eau et celle de l'atmosphère étant à 10 ou 12°. Ces résultats sont très-remarquables, mais ne présentent rien que la théorie n'ait prévu; il n'en est point de même des suivans.

L'eau étant congelée conserve encore de la tendance à se vaporiser : elle en a même à —40°. Ce qui le prouve, c'est que, dans l'expérience précédente, on peut refroidir la glace jusqu'à ce terme. En effet, qu'on enveloppe la boule d'un thermomètre d'une couche de glace en la plongeant dans l'eau à plusieurs reprises, et l'exposant à chaque fois à quelques degrés au-dessous de 0°; ensuite qu'on suspende ce thermomètre sous le récipient de la machine pneumatique; que l'on dispose d'ailleurs sur des supports, au haut de ce récipient, une ou plusieurs capsules contenant de l'acide sulfurique concentré; enfin, qu'on fasse le vide aussi exactement que possible, et l'on verra le thermomètre s'abaisser de degré en degré, et enfin parvenir, en supposant que toutes les conditions soient les plus favorables, jusqu'à —40° et au-delà. (*Annales de Chimie*, t. LXXVIII, pag. 177.)

DES PROPRIÉTÉS CHIMIQUES DE LA LUMIÈRE.

63. Nous n'examinerons point si la lumière est un fluide qui émane des corps lumineux, comme le prétend Newton; ou si, comme le veulent Descartes, Huygens et Euler, elle n'est qu'un fluide subtil généralement répandu, et mis en vibration par ces corps; nous ne chercherons point à estimer sa vitesse, qui est immense; nous ne dirons rien de la réflexion que la plupart des corps peuvent lui faire subir; nous ne parlerons point de la décomposition qu'elle éprouve

en passant à travers ceux qui sont transparens ; enfin, nous ne nous occuperons, d'aucune manière, de ses propriétés physiques : nous ne considérerons absolument que ses propriétés chimiques ; et nous ne les considérerons même que d'une manière générale, nous proposant de les prouver par l'expérience, à mesure que l'occasion s'en présentera.

La lumière est capable de produire un assez grand nombre de phénomènes chimiques : c'est surtout sur les corps colorés que son action se manifeste. Elle altère dans un espace de temps plus ou moins considérable, soit seule, soit avec le concours de l'air, la plupart des couleurs minérales, et toutes les couleurs végétales et animales ; il en est même qu'elle détruit en quelques heures : telle est la couleur rose du carthame, qu'on applique ordinairement sur la soie. Dans toutes ces circonstances, la couleur, ou plutôt le corps sur lequel la lumière agit, éprouve une véritable décomposition. Tantôt ce sont ses principes constituans qui se combinent dans un autre ordre, et qui donnent naissance à des corps nouveaux ; tantôt c'est l'un de ses principes qui se dégage, ou l'un d'eux qui se combine avec un principe de l'air. Or, on produit absolument les mêmes effets, en substituant à la lumière une quantité de calorique plus ou moins grande, qui doit égaler quelquefois la chaleur rouge : donc la lumière agit, comme la chaleur rouge, sur certains corps. C'est cette similitude d'action, jointe, d'une part, à ce que le calorique rayonnant se comporte le plus souvent comme la lumière, et de l'autre, à ce que la lumière condensée au foyer d'une lentille ou d'un miroir réflecteur est capable de fondre les corps presqu'infusibles par les moyens ordinaires, qui a fait penser à plusieurs physiciens que ces deux fluides étaient identiques, et pouvaient se transformer l'un dans l'autre ; que la lumière, en se combinant avec les

corps, devenait calorique, et que le calorique, porté à un grand degré de tension ou accumulé dans un corps, devenait lumière.

Cependant, il s'en faut beaucoup que cette hypothèse soit à l'abri d'objections. On en trouve surtout dans la nature et les propriétés des divers rayons dont la lumière paraît être composée. 1°. On sait que le rayon violet échauffe moins le thermomètre que le rayon indigo; celui-ci moins que le bleu; ce nouveau rayon moins que le suivant, et ainsi de suite jusqu'au rouge. 2°. Herschell a trouvé qu'au-delà du rayon rouge, hors du spectre, jusqu'à une certaine distance, il existait des rayons plus chauds que le rayon rouge même; que ces rayons étaient obscurs, ou du moins ne prenaient une légère teinte rouge qu'autant qu'on les rassemblait au moyen d'une lentille; qu'en un mot, ce n'étaient que des rayons calorifiques. 3°. Schéele a démontré que le rayon violet était de tous les rayons de la lumière celui qui avait le plus d'action chimique sur plusieurs corps; et Sennebier a vu que ce rayon avait également, plus que tous les autres, la propriété de développer la couleur verte dans les plantes. 4°. Wollaston, Ritter, Beckmann, assurent qu'au-delà du rayon violet, hors du spectre, on rencontre des rayons obscurs comme ceux qui sont au-delà du rayon rouge, mais qu'ils ont pour propriété caractéristique de ne point produire de la chaleur, et de noircir plus rapidement le chlorure d'argent que le rayon violet et que tous les autres rayons colorés. D'après ces résultats, plusieurs physiciens se persuadent que la lumière contient trois sortes de rayons : des rayons calorifiques, auxquels elle doit la propriété d'échauffer; des rayons lumineux, auxquels elle doit la propriété d'éclairer; et une autre espèce de rayons obscurs comme les rayons calorifiques, d'où dépend l'action qu'elle exerce sur les corps. Les premiers sont moins réfrangibles

que les seconds, et ceux-ci moins que les troisièmes. En conséquence, ils regardent le fluide lumineux et le fluide de la chaleur comme deux fluides distincts. Ils s'appuient d'ailleurs sur ce que la lumière de la lune, réunie au foyer d'une forte lentille, n'élève pas sensiblement le thermomètre.

Mais les partisans de l'opinion contraire répondent à cette dernière objection, que la majeure partie de la lumière de la lune est absorbée par la lentille, et que celle qui se rend au foyer est si faible, que dans tous les cas son action serait à peine sensible. Les objections précédentes les embarrassent davantage; ils y répondent toutefois, en disant que les rayons obscurs qui sont au-delà du spectre solaire sont de véritables rayons de lumière, mais trop faibles pour être sensibles à notre œil; qu'on ne saurait en douter, puisque les rayons calorifiques prennent une teinte rouge en les rassemblant au foyer d'une lentille, et que, d'après M. Berard, ils ont la faculté de se polariser de même que les rayons lumineux (*Ann. de Chimie*, tom. LXXXV); que la faculté d'échauffer, d'éclairer, d'agir chimiquement sur les corps, n'est point particulière à tel rayon; que tous possèdent plus ou moins ces trois propriétés; que si l'on reconnaît que les rayons lumineux ne résultent que d'une modification du même fluide, il faut reconnaître aussi qu'il en est de même des rayons obscurs par rapport à un rayon lumineux quelconque, et que par conséquent la lumière et le calorique sont deux fluides identiques.

64. Que conclure de toutes ces observations? Qu'il est impossible de prononcer sur la question de savoir si le calorique et la lumière sont deux fluides bien distincts; et que, jusqu'à ce que de nouvelles recherches nous aient éclairés à cet égard, on peut adopter l'opinion qu'on voudra. Pour nous, nous adopterons celle qui les suppose dus à une modification du même fluide.

DE L'ÉLECTRICITÉ.

65. L'on sait que tous les corps contiennent une certaine quantité de fluide électrique ; que l'on peut regarder ce fluide comme étant composé de deux fluides différens, savoir : de fluide vitré ou positif, et de fluide résineux ou négatif ; que tant que ces deux fluides constituant le fluide électrique sont combinés, ils ne manifestent leur présence d'aucune manière ; mais qu'aussitôt que, par l'effet de quelques circonstances, l'un ou l'autre, ou tous deux, deviennent libres, ils donnent aux corps qui les recèlent ou à la surface desquels ils se trouvent, la propriété de s'attirer ou de se repousser ; que les corps se repoussent quand ils sont électrisés de la même manière, c'est-à-dire par le même fluide, soit positif, soit négatif ; et qu'au contraire ils s'attirent quand ils sont électrisés, l'un positivement, l'autre négativement ; enfin, que ces effets ont lieu hors du contact, et suivent la loi de la raison inverse du carré des distances. Cela posé, l'on conçoit que si un corps binaire était dans des circonstances telles que ses molécules constituantes A et B devinssent les unes positives et les autres négatives, il serait possible de les séparer, pourvu qu'elles fussent mobiles, en mettant le composé en présence d'un corps chargé de fluide positif ou négatif, et à plus forte raison en le plaçant entre deux corps, l'un électrisé négativement et l'autre positivement ; car la molécule électrisée négativement serait attirée par le fluide positif et repoussée par le fluide négatif, et la molécule électrisée positivement serait, au contraire, repoussée par le fluide positif et attirée par le fluide négatif.

Telle est précisément la manière d'agir de la pile voltaïque, instrument le plus précieux peut-être que la chimie possède, que l'on doit au génie de M. Volta, et qui, entre les mains de plusieurs physiciens et chimistes, et par-

ticulièrement de M. Davy, est devenu la source de tant de brillantes découvertes.

66. *Pile voltaïque.* — Lorsqu'on met en contact deux métaux isolés, et n'ayant que leur fluide électrique naturel, par exemple, un disque de zinc et un disque de cuivre, le zinc devient aussi positif que le cuivre devient négatif. Par conséquent, en représentant l'électricité du zinc par $+\frac{1}{2}$, celle du cuivre devra l'être par $-\frac{1}{2}$. Dans cette hypothèse, voyons ce que deviendront ces électricités dans les cas que nous allons successivement examiner.

Les disques étant ainsi superposés, et leurs électricités étant représentées par $+\frac{1}{2}$ et $-\frac{1}{2}$, que l'on mette l'un d'eux en communication avec le sol; son état électrique deviendra *zéro*, et l'état électrique de l'autre disque deviendra $+1$ ou -1 : $+1$ si le disque est de zinc, -1 si le disque est de cuivre : ainsi le sol fournira toute la quantité du fluide nécessaire pour opérer ce changement. Qu'on tienne les disques isolés au lieu de les faire communiquer avec le sol, et qu'on mette le disque de zinc en contact avec du fluide positif, de manière à porter son état électrique à $+3$, celui du cuivre deviendra $+2$. Qu'on répète l'expérience, tantôt avec le fluide positif, tantôt avec le fluide négatif, et qu'on rende successivement l'état électrique du disque de zinc égal à $+3$, $+2$, $+1$, 0, -1, -2, etc., celui du disque de cuivre deviendra, dans les mêmes circonstances, $+2$ $+1$, 0, -1, -2, -3; enfin, quelques changemens qu'on leur fasse subir, leur état différera toujours d'une unité, tant qu'ils seront superposés et qu'ils se toucheront.

Supposons maintenant qu'après avoir placé sur un isoloir *I* (pl. IX, fig. 1) le disque de cuivre *C* et le disque de zinc *Z*, dont les électricités sont par hypothèse $-\frac{1}{2}$ et $+\frac{1}{2}$, on place sur celui-ci un carton *H* imbibé d'eau,

qui ne fasse l'office que de conducteur, puis le disque de cuivre C' sur le carton : qu'arrivera-t-il alors ? que le disque zinc Z devra céder, par l'intermède du carton, la moitié de son fluide au disque de cuivre C'. Comme il contient $+\frac{1}{2}$ de fluide, il semble d'abord qu'il ne devrait lui en céder que $\frac{1}{4}$; mais s'il en était ainsi, l'état électrique du disque de cuivre C serait donc $-\frac{1}{2}$, lorsque celui du disque de zinc Z serait $+\frac{1}{4}$. Or, la différence entre ces deux états doit être égale à l'unité, et la somme de l'électricité des trois disques doit être égale à 0; il s'ensuit que l'électricité du disque C sera $-\frac{2}{3}$, celle du disque zinc Z $+\frac{1}{3}$, et celle du cuivre C' aussi $+\frac{1}{3}$. Supposons que l'on place ensuite le disque de zinc Z' sur le disque de cuivre C', une nouvelle distribution de fluide électrique aura lieu, et devra être telle que ce nouveau disque contienne une unité de plus que le disque de cuivre C', que celui-ci en contienne autant que le disque de zinc Z, et enfin que ce dernier en contienne une unité de plus que le disque de cuivre C: d'où l'on voit que l'état électrique du cuivre C deviendra -1; celui du zinc Z zéro; celui du disque de cuivre C' zéro, et celui du zinc Z' $+1$. On trouvera facilement, de la même manière, l'état électrique des différens disques que l'on pourra ainsi superposer, en se rappelant qu'il doit y avoir une unité de différence entre l'état électrique de deux disques contigus de cuivre et de zinc; qu'il ne doit y en avoir aucune entre celui de deux disques séparés par un carton mouillé, et que, dans tous les cas, la somme de l'électricité des différens disques doit être égale à 0. Si le nombre des disques est pair, on aura l'état électrique du disque C en divisant ce nombre par 4, et en affectant le quotient du signe $-$. Soit, par exemple, 16 disques; l'état électrique du disque C sera -4, et par conséquent celui des autres sera successivement -3, -3, -2, -2, -1, -1, 0, 0, $+1$, $+1$, $+2$, $+2$, $+3$,

$+3$, $+4$. Dans ce cas, il y aura autant de disques supérieurs positifs que de disques inférieurs négatifs; deux disques quelconques pris, l'un dans la moitié supérieure et l'autre dans la moitié inférieure, à égale distance des extrémités, seront également électrisés, mais en sens inverse, excepté ceux du milieu, qui sont à o; ils le seront d'autant plus qu'ils se rapprocheront plus des extrémités, et que le nombre des disques sera plus grand. Si le nombre des disques est impair, on aura l'état électrique du disque *C* en prenant la moitié de ce nombre augmenté de l'unité, et la moitié de ce nombre diminué de l'unité, multipliant ces deux moitiés l'une par l'autre, divisant le produit par le nombre des disques, et affectant le quotient du signe —. Soit, par exemple, 5 disques; l'état électrique du disque *C* sera 3 multiplié par 2 et divisé par $5 = \frac{6}{5}$; et par conséquent l'état électrique des quatre autres disques sera $-\frac{1}{5}$, $-\frac{1}{5}$, $+\frac{4}{5}$, $+\frac{4}{5}$. Tant que les disques resteront isolés, ils seront dans l'état dont nous venons de parler; mais cet état changera dès qu'ils cesseront de l'être. En effet, il est évident, d'après ce qui vient d'être dit: 1° qu'en mettant en communication le disque *C* avec le réservoir commun, l'état électrique de ce disque deviendra zéro, et que celui des autres deviendra nécessairement $+1$, $+1$, $+2$, $+2$, etc.; 2° qu'en mettant, au contraire, le disque supérieur Z^{xi}, en communication avec le réservoir commun, ce disque deviendra zéro comme le disque de cuivre *C*; mais les disques successivement inférieurs deviendront alors -1, -1, -2, -2, -3, -3, etc. L'on peut voir également que, sans l'interposition d'un conducteur humide entre chaque paire de disques, l'état électrique de chaque paire sera absolument le même; qu'en cas d'isolement, chaque disque de cuivre deviendra $-\frac{1}{2}$, et chaque disque de zinc $+\frac{1}{2}$; et que dans le cas contraire les disques de cuivre deviendront zéro, et les disques de zinc $+1$,

ou les disques de zinc zéro, et les disques de cuivre — 1, selon que la communication avec le sol aura été établie entre le cuivre ou le zinc. (*Voyez* le *Traité de Physique* de M. Biot.)

67. C'est en superposant des disques de zinc, de cuivre et de carton mouillé, que Volta a construit d'abord l'appareil auquel on a donné le nom de *pile voltaïque*, appareil qu'ensuite on a singulièrement perfectionné, et dans lequel on distingue deux poles, l'un positif, situé à l'extrémité supérieure zinc; et l'autre négatif, situé à l'extrémité inférieure cuivre.

68. Après un plus ou moins grand nombre d'expériences, on a reconnu : 1° que le zinc et le cuivre étaient les deux métaux qu'on devait préférer, parce qu'on se les procurait facilement, et qu'ils se constituaient par le contact dans un état d'électricité plus grand que la plupart des autres. 2°. Qu'il y avait un grand avantage à souder les deux pièces de zinc et de cuivre qui forment ce que nous avons appelé précédemment *une paire*, et que nous connaîtrons désormais sous le nom d'*élément de la pile*; que par là on obtenait un contact parfait, et qu'on prévenait l'oxidation des parties contiguës. 3°. Que l'eau pure était un conducteur beaucoup moins bon que celle qui était chargée de sel, et surtout d'acide; que, parmi les acides, c'était l'acide nitrique qui produisait le plus d'effet, ou transmettait le plus vite l'électricité d'un élément à l'autre. 4°. Qu'au lieu de plaques circulaires, on pouvait employer avec le même succès des plaques carrées et de toute autre forme. 5°. Que les effets chimiques d'une pile dépendant principalement de sa tension, et que cette tension étant en raison directe du nombre des élémens, quelle que soit leur dimension, il valait mieux se servir, pour produire ces effets, d'une pile à petites plaques que d'une pile à grandes plaques, toutes choses égales d'ailleurs, c'est-à-dire, la somme

des surfaces étant la même. 6°. Que les piles à larges plaques ne convenaient que dans quelques cas, et particulièrement dans ceux où l'on voulait faire brûler des fils métalliques, parce qu'alors on avait besoin de faire passer une grande quantité de fluide, quantité qui paraît être proportionnelle à la surface des plaques. 7°. Qu'en plaçant la pile verticalement, et se servant de carton, ou de papier, ou de drap, pour contenir le conducteur humide, il en résultait qu'on ne pouvait mettre qu'une très-petite quantité de liquide entre chaque élément, et que ce liquide, dégagé par la pression, coulait le long de la pile, et établissait une communication plus ou moins grande entre toutes les parties, ce qui en diminue nécessairement l'effet. 8°. Qu'on remédiait à ce double inconvénient en plaçant de champ les élémens de la pile, à une certaine distance les uns des autres, sur des corps non conducteurs, et fermant, avec des corps également non conducteurs, l'espace qui les séparait alors inférieurement et latéralement, de manière à produire des auges que l'on remplissait du liquide conducteur, et à avoir ainsi une pile horizontale. 9°. Que l'on parvenait au même but en prenant des plaques rectangulaires, les réunissant par leurs extrémités seulement, arquant les élémens, les faisant plonger dans des vases pleins du liquide propre à l'excitation de la pile, et les disposant de telle sorte que chaque vase reçût la plaque cuivre d'un élément et la plaque zinc de l'élément voisin, sans que pour cela elles fussent en contact l'une avec l'autre.

On a construit, d'après ces divers principes, un grand nombre de piles. Nous n'en décrirons que deux, qui sont celles que nous nous proposons d'employer par la suite.

69. *Construction d'une pile à plaques de petites dimensions, superposées et soudées.* — On prend de petites caisses de bois de chêne, un peu plus profondes et plus

larges que les plaques dont on se sert, et l'on en recouvre le fond d'une couche de mastic d'environ 4 à 5 millimètres d'épaisseur (*a*). On applique, au moyen d'un peu de mastic, une première plaque contre la paroi intérieure de l'extrémité CC' de la caisse (pl. XIX, fig. 2); puis on plonge dans un bain de mastic le tube de verre recourbé (pl. XIX, fig. 3), et on le pose le long des bords inférieurs et latéraux de la plaque contenue dans la caisse. (*Voyez* le tube sur la plaque, pl. XIX, fig. 4.) On prend ensuite une seconde plaque, on enduit ses bords latéraux et inférieurs de mastic, et on l'applique contre le tube, parfaitement en regard de la première, de manière que la surface cuivre de l'une corresponde à la surface zinc de l'autre; on pose sur cette nouvelle plaque un second tube, et ainsi de suite, ayant soin de disposer tous les tubes et toutes les plaques sur des plans parallèles, et à égale distance des bords de la caisse; au moyen de cette disposition, il reste entre les parois de la caisse et les parties latérales de chaque élément, deux espaces vides dans lesquels on coule du mastic pour consolider tout l'appareil. L'épaisseur des plaques de zinc doit être trois à quatre fois aussi grande que celle des plaques de cuivre; elles doivent avoir toutes environ 12 centimètres de haut sur six centimètres de large. Chaque caisse n'en doit contenir à-peu-près que 120 ou 125, afin qu'on puisse la transporter aisément, et qu'en général la manœuvre en soit facile. (*Voyez* pl. XIX, fig. 2.)

$CC'\ C''\ C'''$, caisse en bois.

DD', plaque de zinc.

EE', plaque de cuivre soudée à la plaque DD' de zinc.

II', tube de verre imprégné de mastic pour séparer le premier élément du second, et former l'auge OO'.

(*a*) Composition du mastic : 4 parties de brique pilée, 3 de résine et une de cire jaune.

TT' T'' T''', mastic coulé entre les parois de la caisse et les plaques.

69 *bis. Construction d'une pile à plaques rectangulaires mises en contact par leurs extrémités et arquées.* Cette construction est si simple qu'on la concevra de suite en jetant un coup-d'œil sur la planche VII *bis* qui la représente. L'explication des figures se trouve d'ailleurs à l'article *Pile*, dans l'explication générale des vases et ustensiles, placée à la fin du 4ᵉ volume, par ordre alphabétique. Une pile ainsi construite a l'avantage d'offrir plus de surface au liquide excitateur, et de produire, toutes choses égales d'ailleurs, des effets de fusion et de combustion beaucoup plus grands que l'autre.

70. Après avoir exposé comment une pile se monte, disons la manière de la faire agir sur les corps, et quelle est l'action qu'elle exerce sur eux. Pour cela, supposons d'abord qu'elle soit en contact par le pole cuivre avec le réservoir commun; tous les autres élémens deviendront positifs, ainsi que nous l'avons vu précédemment. Si alors on établit une communication entre le pole zinc dont la tension est très-grande, et le pole cuivre dont la tension est nulle, par un conducteur parfait, tel qu'un fil métallique, le pole zinc ou positif cédera une portion de son fluide au pole cuivre, et en enlèvera à l'élément immédiatement au-dessous, qui lui-même deviendra capable d'en enlever à l'élément suivant, et ainsi de suite jusqu'au pole cuivre; de sorte que le fluide circulera sans cesse du pole positif au pole négatif par le fil métallique, et du pole négatif au pole positif par les élémens et le liquide conducteur qui les sépare. Or, comme il passera plus vite du pole zinc au pole cuivre par le fil métallique, que d'un élément à l'autre par le liquide qui les sépare, il s'ensuivra que les poles seront au même degré de tension; quant aux élémens de la pile, ils s'en rapprocheront plus

ou moins, selon que le liquide interposé sera plus ou moins bon conducteur. Mais si, au lieu de faire communiquer les deux poles par un fil métallique, on les fait communiquer par un corps qui conduise beaucoup moins bien le fluide électrique que le liquide qu'on interpose entre les élémens, le fluide électrique passera bien moins vite du pole zinc au pole cuivre, que du pole cuivre au pole zinc; en sorte que la pile sera presque dans le même état que s'il n'y avait point de conducteur. Il est évident que ces divers phénomènes se reproduiront dans le cas où, établissant la communication entre les poles, on mettra le pole zinc, et non le pole cuivre, en communication avec le réservoir commun : seulement alors le fluide ira par les conducteurs du pole négatif au pole positif, et par l'intérieur de la pile du pole positif au pole négatif, c'est-à-dire que la circulation sera tout-à-fait inverse de la précédente. Enfin, si l'on suppose que la pile soit isolée, il y aura deux courans, l'un de fluide positif, qui tendra à aller du pole zinc au pole cuivre; et l'autre de fluide négatif, qui tendra à aller du pole cuivre au pole zinc : de là, la manière de faire agir la pile sur les corps.

71. *Manière de faire agir la pile sur les corps.* — Pour faire agir la pile voltaïque sur un corps, on adapte deux gros fils ou conducteurs métalliques, tantôt en laiton et tantôt en platine, l'un à son pole positif et l'autre à son pole négatif; l'on remplit presqu'entièrement les auges de la pile d'acide nitrique du commerce, étendu de quatorze à quinze fois son poids d'eau, et l'on met en contact le corps sur lequel l'action doit avoir lieu, d'une part avec l'extrémité du fil positif, et de l'autre avec l'extrémité du fil négatif, de telle sorte que ces fils ne se touchent pas, et qu'ils soient distans, le plus souvent seulement, de quelques millimètres. Toutes choses égales d'ailleurs, l'action sera d'autant plus grande que la distance entre les fils sera plus

petite, et la communication métallique mieux établie. On rapproche les fils à volonté sans détourner le fluide ou recevoir de commotion, en saisissant ces fils avec les mains bien sèches, ou mieux avec deux tubes de verre, à travers lesquels on les fait passer. Quant à la communication, elle ne s'établit bien qu'en soudant chaque fil, l'un au pole zinc, et l'autre au pole cuivre, ou à des lames de laiton qui plongent dans les auges extrêmes de la pile. (*Voy.* pl. XIX, fig. 2.)

PP', pile. *FF'*, fils plongeant d'une part dans l'eau de la capsule *M*, et de l'autre dans les auges extrêmes de la pile, par le moyen de plaques de laiton auxquelles ils sont soudés. On voit, fig. 5, l'un de ces fils soudé à une plaque.

72. Il arrive quelquefois qu'une seule pile n'est pas capable de produire l'effet qu'on desire : alors on en réunit plusieurs, et l'ensemble prend le nom de *batterie*. La réunion de plusieurs piles se fait d'une manière très-simple, au moyen d'un fil de laiton terminé par deux plaques métalliques ordinairement de laiton, qu'on fait plonger, l'une dans l'auge positive de la première pile, et l'autre dans l'auge négative de la seconde; car, au moyen de cette disposition, il est évident que les deux piles sont dans le même cas que si elles n'en faisaient qu'une, puisqu'elles font suite l'une à l'autre. On peut en réunir ainsi, trois, quatre cinq ou un plus grand nombre. D'ailleurs, on s'y prend de la même manière que nous l'avons dit tout-à-l'heure, pour les faire agir sur un corps : seulement les fils qui doivent porter le fluide au corps partent, l'un du pole négatif de la première, et l'autre du pole positif de la dernière (*Voyez* pl. XIX, fig. 6, trois piles réunies ensemble.)

CC', conducteurs qui établissent une communication, le premier entre la pile *AA'* et la pile *BB'*, et le second entre la pile *BB'* et la pile *DD'*.

HH', autres conducteurs partant des poles de la batterie pour faire agir cette batterie sur les différens corps.

M, fig. 7, conducteur dont la plaque *P*, vue de face, plonge dans l'auge extrême de la pile *AA'*, et dont la plaque *P'*, vue de côté, plonge dans l'auge extrême de la pile *BB'*.

A mesure que l'acide agit sur le cuivre ou sur le zinc, la pile perd de sa force : c'est pourquoi il faut le renouveler de temps en temps. Pour cela, lorsque les piles sont semblables à celles que nous avons décrites (69), elles doivent être vidées en les retournant sens dessus dessous, rétablies dans leur première position, et remplies d'acide : après quoi, l'expérience étant achevée, on les vide de nouveau, on les lave à plusieurs reprises, et on les tient renversées pour les égoutter, afin que les plaques discontinuent d'agir et de s'altérer. Mais lorsqu'elles sont comme celles dont nous avons parlé en dernier lieu, il est plus commode, pour entretenir leur action, de verser de temps en temps un peu d'acide concentré dans les vases où plongent les plaques; et pour la faire cesser, il suffit de retirer les plaques des vases, de les mettre dans l'eau pendant quelque temps, et de les tenir ensuite suspendues dans l'air.

73. *Action de la pile sur les corps.* — La pile est sans action sur les corps qui ne sont pas conducteurs du fluide électrique, tels que les gaz (*a*), le soufre solide, les huiles, les graisses, le verre, la peau bien sèche, etc. Elle en a une plus ou moins marquée, au contraire, sur les corps qui sont conducteurs de ce fluide; elle tend à échauffer, à fondre et même à gazéifier ceux de ces corps qui sont simples, et à séparer en outre les élémens de ceux qui sont composés.

(*a*) Du moins ce ne serait qu'autant que les fils seraient assez rapprochés pour permettre au fluide de passer d'un fil à l'autre sous forme d'étincelle, qu'alors elle pourrait être capable d'agir sur eux.

1°. Que l'on attache un fil de fer très-fin à l'extrémité de l'un des fils de laiton ou de platine adaptés aux poles d'une forte batterie composée de larges plaques, par exemple, au pole zinc; que l'on remplisse les auges d'acide; qu'alors on mette en contact le fil de fer avec le fil de laiton du pole cuivre, et tout-à-coup l'on verra, ainsi que je l'ai observé avec M. Hachette (*Annales de Chimie*), le fil de fer rougir seulement s'il est placé dans le gaz azote, et brûler rapidement s'il est placé dans l'air ou dans le gaz oxigène. Cet effet sera d'autant plus sensible que les plaques seront plus grandes, et que le fil de fer sera d'un plus petit diamètre : par conséquent, si ce fil était suffisamment gros, il ne s'échaufferait pas sensiblement : c'est que, dans ce cas, tout le fluide pourrait passer à la surface du fil, au lieu que, dans l'autre, la surface du fil étant bien moindre et ne suffisant point à son passage, il pénétrerait dans l'intérieur, et en dégagerait, dit-on, le calorique (*a*). La batterie voltaïque agit donc de la même manière qu'une batterie ordinaire de bouteilles de Leyde : aussi une pile n'est-elle autre chose qu'une bouteille de Leyde qui aurait la propriété de se recharger d'elle-même aussitôt qu'elle serait déchargée.

2°. Que l'on substitue le charbon au fer, la pile étant très-forte, isolée, et le charbon placé dans le vide, celui-ci deviendra incandescent, et restera lumineux pendant long-temps.

De cette expérience, qui est la même que la précédente, à la durée près, M. Davy, à qui elle est due, a conclu que le calorique pourrait fort bien n'être qu'un composé du fluide positif et du fluide négatif.

(*a*) M. Children est celui qui a obtenu les plus grands effets de fusion, de vaporisation et de combustion; ses expériences sont publiées dans les *Annales de Chimie*, tome XCVI, pag. 120. Nous les rapporterons en traitant des métaux (131 *bis*).

3°. La peau bien sèche conduisant mal le fluide électrique, il en résulte qu'en établissant une communication entre les deux poles d'une pile avec les doigts sans les mouiller, on ne la décharge qu'en partie, et l'on ne reçoit qu'une faible commotion. Mais si l'on commence par l'imprégner d'un liquide très-conducteur, par exemple, d'une dissolution acide; et si, saisissant alors deux corps métalliques, l'on se sert de ceux-ci pour établir la communication, la pile se décharge tout-à-coup, et donne une vive commotion qui s'étend plus ou moins dans les organes, et qui devient continue, parce que le fluide électrique circule sans cesse à travers les bras d'un pole à l'autre.

74. La pile élève la température des corps composés, de même que celle des corps simples; mais comment en opère-t-elle la décomposition? C'est ce qu'il nous faut actuellement rechercher, et ce que nous allons exposer d'après M. Grotthuss (*Annales de Chimie,* tome LVIII, page 54.)

Si l'on met en contact les extrémités de deux fils de platine adaptés aux poles d'une pile en activité, avec un corps qui puisse être décomposé par cette pile, tout-à-coup les molécules constituantes des particules placées entre le pole positif et le pole négatif se polariseront, c'est-à-dire que leur fluide électrique naturel se décomposera, et que les unes deviendront positives, et se mettront en regard du pole négatif; tandis que les autres deviendront négatives, et se mettront en regard du pole positif. Supposons qu'il n'y ait que cinq particules entre ces deux poles, et que chaque particule soit composée de deux molécules; représentons par A la molécule positive et par B la molécule négative de la première; par A' la molécule positive, et par B' la molécule négative de la seconde, etc.; il en résultera l'arrangement qu'on observe (pl. XIX, fig. 8), où le pole positif est désigné par la lettre P, et le pole négatif par la lettre N. Or, le fil négatif attirant toutes les molécules A

et repoussant toutes les molécules B, et le fil positif attirant au contraire toutes les molécules B et repoussant toutes les molécules A, il arrivera que celles-ci se rendront successivement à l'extrémité du fil négatif, en même temps que celles-là se rendront à l'extrémité du fil positif; mais, dans ce trajet, une molécule quelconque négative ne deviendra libre qu'après s'être combinée momentanément et successivement avec toutes les molécules positives qu'elle rencontrera sur son passage; et réciproquement une molécule quelconque, électrisée positivement, se combinera avec toutes les molécules électrisées négativement, en présence desquelles elle se trouvera. La molécule B, par exemple, en quittant la molécule A, se combinera avec la molécule A', puis l'abandonnera pour se combiner avec la molécule A'', dont elle se séparera pour s'unir avec la molécule A'''; elle arrivera ainsi jusqu'au fil positif, où, dégagée de toute combinaison, elle apparaîtra avec toutes ses propriétés caractéristiques. Il en sera de même de toute autre molécule qu'on considèrera : ainsi, la molécule A^{iv}, en quittant la molécule B^{iv} qui la suit, se combinera avec la molécule B''', etc., etc.; d'où l'on voit que les molécules A^{iv} et B, poussées dans un sens opposé par des forces égales, se combineront à égale distance des deux poles.

Supposons actuellement qu'au lieu de placer cinq particules entre les deux poles, il y en ait une infinité; il est évident qu'à mesure que celles qui seront dans le courant du fluide se décomposeront, elles seront remplacées par d'autres; et qu'ainsi l'on pourra opérer la décomposition d'une quantité donnée d'un corps, pourvu toutefois que la pile soit toujours en action.

Tous les phénomènes dont nous venons de parler seront également produits dans le cas où l'un des poles de la pile sera en contact avec le réservoir commun. Alors il n'y aura,

à la vérité, qu'un pole attractif et répulsif; mais sa force sera double de ce qu'elle serait si la pile était isolée. En effet, considérons une pile isolée et formée de six élémens ou douze plaques; le pole cuivre sera — 3, et le pole zinc + 3 (66); que l'on mette en communication l'un de ces poles avec le réservoir commun, ce pole deviendra o, et l'autre deviendra + 6 ou — 6, suivant qu'on aura établi la communication par le pole cuivre ou le pole zinc.

75. Pour rendre la théorie que nous venons d'exposer plus claire, faisons-en l'application à la décomposition de l'eau. L'eau est un composé de deux corps qui, quand ils sont libres, sont gazeux, et qui ont reçu, l'un le nom d'*oxigène*, et l'autre celui d'*hydrogène*. Si l'on soumet ce liquide à l'action de la pile, l'oxigène se rendra à l'extrémité du fil positif, et l'hydrogène à l'extrèmité du fil négatif. Par conséquent, les particules d'eau se polariseront, de manière que leurs molécules d'oxigène deviendront négatives, et que leurs molécules d'hydrogène deviendront positives; les premières seront donc représentées par *A*, et les autres par *B*. (*Voyez* pl. XIX, fig. 8.)

Or, l'hydrogène ne se combine presque avec aucun métal, tandis que l'oxigène se combine avec tous, excepté l'or, le platine et quelques autres, et forme avec eux des composés solides : par conséquent l'hydrogène se dégagera presque toujours à l'état de gaz à l'extrémité du fil négatif, et l'oxigène ne se dégagera à cet état, à l'extrémité du fil positif, que dans le cas où l'on emploiera des fils d'or ou de platine, etc. On fera facilement cette expérience de manière à recueillir les gaz, en fermant le sommet du pavillon et du bec d'un entonnoir en verre avec un bouchon, à travers lequel passeront, sans se toucher, les deux fils d'or négatif et positif; recouvrant le bouchon intérieurement et extérieurement de cire à cacheter; remplissant l'entonnoir d'eau à moitié, et disposant au-dessus des deux fils, qui

devront être saillans d'environ 4 millimètres, deux petites cloches pleines d'eau. (*Voyez* pl. XIX, fig. 9.)

Si la pile est forte, et si l'eau contient surtout un peu de sel, ou plutôt d'acide, ce qui augmente beaucoup sa conductibilité, on apercevra une vive effervescence au bout de chaque fil. Les gaz auxquels l'effervescence sera due se rassembleront au haut de la cloche, qui, par ce moyen, se videra peu à peu d'eau, et se remplira à mesure d'oxigène ou d'hydrogène.

76. On doit voir évidemment, d'après ce qui précède, que la décomposition d'un corps par la pile dépend du rapport qu'il y a entre l'affinité réciproque des principes de ce corps, et la propriété qu'ils ont de se constituer dans des états opposés d'électricité plus ou moins grands; que, par conséquent, il est possible qu'il y ait des corps que la pile soit capable de désunir, quoiqu'ayant beaucoup d'affinité, et qu'il y en ait d'autres qu'elle ne puisse pas désunir, quoiqu'en ayant très-peu : l'eau est un exemple du premier cas. De là on doit sentir combien il serait important de connaître la propriété qu'ont les corps de devenir plus ou moins positifs ou négatifs les uns par rapport aux autres. Malheureusement, on n'a point encore fait toutes les observations désirables à cet égard. Voici, d'après M. Berzelius, l'ordre dans lequel les corps simples se suivent à-peu-près, en les rangeant de telle manière que l'un de ces corps soit positif à l'égard de ceux qui le précèdent et négatif à l'égard de ceux qui le suivent.

1. Oxigène.
2. Soufre.
3. Azote.
4. Radical de l'acide fluorique.
5. Phosphore.
6. Sélénium.
7. Arsenic.
8. Molybdène.
9. Chrôme.
10. Tungstène.
11. Bore.
12. Carbone.
13. Antimoine.
14. Tellure.

15. Tantale.
16. Titane.
17. Silicium.
18. Osmium.
19. Hydrogène.
—
20. Or.
21. Iridium.
22. Rhodium.
23. Platine.
24. Palladium.
25. Mercure.
26. Argent.
27. Cuivre.
28. Nickel.
29. Cobalt.
30. Bismuth.
31. Etain.
32. Zirconium.
33. Plomb.
34. Cérium.
35. Urane.
36. Fer.
37. Cadmium.
38. Zinc.
39. Manganèse.
40. Aluminium.
41. Yttrium.
42. Glucinium.
43. Magnésium.
44. Calcium.
45. Strontium.
46. Barium.
47. Sodium.
48. Potassium.

On sait de plus :

1°. Qu'à cette liste il faut ajouter le chlore et l'iode, et les placer immédiatement après l'oxigène.

2°. Qu'il s'en faut beaucoup qu'il y ait la même différence pour les propriétés électro-chimiques entre deux corps quelconques placés l'un après l'autre dans la série : aussi cette différence, qui est quelquefois très-forte entre deux corps, est-elle à peine sensible entre deux autres. Par exemple, le soufre est bien plus positif relativement à l'oxigène que ne l'est le cuivre relativement à l'argent.

3°. Qu'un acide est toujours négatif par rapport à une base salifiable, de telle sorte que si, après les avoir unis, on les soumet à l'action de la pile, la base se rendra au pole négatif, et l'acide au pole positif, à moins que la base ou l'acide même ne soit capable d'être décomposé par le courant électrique : le sulfate de protoxide de potassium est

dans le premier cas, et le sulfate d'oxide d'argent dans le second. L'acide et l'oxigène de l'oxide d'argent se trouvent transportés au pole positif, l'argent seul se rassemble au pole négatif; tandis que l'acide et l'oxide du sulfate de potassium ne subissant aucune décomposition se comportent comme nous l'avons dit d'abord.

4°. Que non-seulement les corps simples compris dans la première partie de la série sont négatifs par rapport à ceux qui sont compris dans la seconde, qui commence par l'or, mais encore qu'il en est de même des corps oxigénés que peuvent produire ces deux classes de corps les uns à l'égard des autres, et que c'est pour cela sans doute que les oxides de la première, quand ils se combinent avec ceux de la seconde, jouent toujours le rôle d'acides.

5°. Qu'il paraît enfin que quand deux corps sont capables de se combiner, l'un peut toujours devenir positif et l'autre toujours négatif, placés convenablement dans le courant du fluide de la pile, et que la différence entre leur état électrique est très-grande quand ils ont beaucoup d'affinité réciproque. Or, comme deux corps électrisés différemment s'attirent, on pourrait croire, comme l'a le premier observé M. Davy, que l'affinité chimique ne dépend que de la force électrique.

M. Berzelius a fait valoir, en faveur de cette opinion, plusieurs considérations importantes; mais il est deux objections bien fortes que le célèbre chimiste de Suède ne s'est pas dissimulées : la première, c'est que si l'affinité chimique ne dépendait que de la force électrique, il en résulterait, par exemple, que l'oxigène devrait avoir d'autant plus d'affinité pour un corps combustible que ce corps se rapprocherait plus du dernier de la série, et pourtant il paraît qu'il n'en est point ainsi dans un grand nombre de cas; la deuxième, c'est que, dans cette hypothèse, il serait difficile de concevoir l'adhérence intime et durable que

contractent les molécules par l'effet de la combinaison, puisqu'il y a lieu de croire qu'au moment où celle-ci se produit les fluides se neutralisent, et que dès-lors les moyens mécaniques devraient suffire pour séparer les molécules, ce qui n'est pas. D'après cela, tout en admettant les forces électriques, nous continuerons d'admettre aussi l'affinité proprement dite, telle que nous l'avons définie précédemment. (*Voyez* l'ouvrage de M. Berzelius, intitulé : *Essai sur la théorie des proportions chimiques*, p. 56.)

77. Beaucoup de recherches ont été faites sur la manière d'agir du liquide excitateur. Pour s'en faire une idée, il faut d'abord observer quelles sont les altérations qu'il fait éprouver aux métaux qui constituent la pile. Ces altérations varient en raison de la nature du liquide. Si c'est de l'eau seule, elle se décompose lentement; les deux principes dont elle est formée se séparent; son oxigène s'unit au zinc, et son hydrogène se dégage à l'état de gaz. Si c'est de l'eau chargée de sel, ou d'acide sulfurique, d'acide hydro-chlorique, elle se décompose encore, et donne lieu, comme dans le cas précédent, à de l'oxide de zinc et à du gaz hydrogène; mais sa décomposition est rapide, surtout avec l'acide sulfurique, et l'oxide reste dissous en partie dans le sel, et en totalité dans l'acide. Enfin, si c'est de l'eau unie à de l'acide nitrique, les deux métaux sont attaqués et dissous : le zinc très-fortement, le cuivre faiblement; et de là résulte beaucoup de nitrate de zinc, un peu de nitrate de cuivre, tous deux solubles dans le liquide, et du gaz oxide d'azote qui se dégage. Or, la pile fournit bien plus d'électricité, dans un temps donné, lorsque l'action chimique est grande que quand elle est faible : il semble donc, d'après cela, que l'électricité prenne sa principale source dans cette action : c'est ce que pensent quelques physiciens.

Cependant si l'on considère qu'il se développe de l'électricité dans le simple contact de deux métaux isolés; que les liquides les plus excitans sont, en général, ceux qui conduisent le mieux le fluide électrique; qu'en isolant la pile et établissant pendant quelque temps une communication entre ses deux poles, l'on ne parvient à retrouver aucune portion d'électricité produite par les agens chimiques, il paraîtra bien plus probable que ceux-ci ne font que l'office de conducteurs, comme nous l'avons exposé (66) et comme le pense le célèbre Volta, etc.; que par conséquent ils transportent le fluide d'une plaque à l'autre, non-seulement par eux-mêmes, mais aussi par les composés auxquels ils donnent lieu en agissant sur les métaux : par exemple, l'oxide de zinc qui se forme est attiré sans cesse vers la surface de la pièce de cuivre qui appartient à l'élément voisin, et qui est à l'état résineux ou négatif, à cause de l'imperfection des conducteurs.

Telles sont les notions que nous avons cru devoir donner actuellement sur les phénomènes chimiques que nous présente la pile. Ces notions sont imparfaites, sans doute; mais nous les étendrons et nous les complèterons autant que possible, en faisant l'histoire des diverses espèces ou plutôt des divers genres de corps. C'est dans les excellens mémoires de MM. Hisinger, Berzelius, Davy, que nous puiserons tout ce que nous nous proposons de dire à cet égard. (*Annales de Chimie*, tom. LI, LXIII, LXXXVI.)

DU FLUIDE MAGNÉTIQUE.

77 *bis*. On désigne par le nom de *fluide magnétique* la cause qui donne à un aimant, soit naturel, soit artificiel, la propriété de se diriger d'un côté vers le pole nord, et de l'autre vers le pole sud; de s'incliner vers le premier de ces poles dans l'hémisphère boréal, et vers le second dans l'hémisphère austral, et de ne pencher d'aucun côté

dans certains lieux qui forment ce qu'on appelle l'*équateur magnétique;* d'attirer, par sa partie tournée vers le nord, la partie d'un autre aimant tournée vers le midi, et de repousser, au contraire, la partie nord de cet aimant, etc. Quoique l'étude de propriétés aussi extraordinaires soit d'un grand intérêt, nous ne nous en occuperons point, parce qu'elles appartiennent tout entières à la physique; nous ne ferons que nommer le fluide magnétique, pour lui assigner le rang qu'il doit tenir dans notre classification chimique; ou du moins, nous observerons seulement qu'il n'y a que trois corps simples qui soient capables d'être attirés par l'aimant et de devenir eux-mêmes aimant; savoir : le fer, le nickel, le cobalt; que le fer possède cette propriété à un plus haut degré que les autres; que tous la perdent en se combinant avec beaucoup d'autres corps, et particulièrement le soufre, l'arsenic, l'oxigène; que l'aimant naturel ou qu'on trouve dans le sein de la terre, est une mine d'oxide de fer; que les aimans artificiels, tels que les aiguilles, les barreaux aimantés, etc., sont en acier et formés de fer et de carbone; qu'on se sert quelquefois du barreau aimanté pour séparer le fer pur ou légèrement oxidé, des autres corps.

LIVRE QUATRIÈME.

De l'Oxigène, de la Combustion et de la Flamme.

78. PROPRIÉTÉS *de l'oxigène.* — L'oxigène est un gaz sans couleur, sans odeur et sans saveur, dont la pesanteur spécifique est de 1,1025, celle de l'air étant prise pour unité (113). Soumis à une pression forte et subite, il s'échauffe et devient lumineux. La propriété de s'échauffer

par la pression appartient à tous les gaz; mais, d'après M. Saissy, celle de dégager de la lumière par ce moyen n'appartiendrait qu'à l'oxigène, au chlore et à l'air; l'oxigène la posséderait à un plus haut degré que le chlore, et celui-ci à un plus haut degré que l'air : d'où il conclut que le calorique et la lumière sont deux fluides distincts. Ce qu'il y a de certain, c'est qu'en effet, par la pression, il se dégage bien plus de lumière du gaz oxigène que de l'air, et qu'il ne s'en dégage point, ou qu'il ne s'en dégage que très-peu des gaz acide carbonique, azote et hydrogène. Ces résultats se constatent facilement au moyen de l'appareil (pl. XXII, fig. 3). *AA'* est un cylindre creux de verre bien calibré, très-épais, et fermé en *A*; on le remplit, sous l'eau, des gaz que l'on vient de nommer; alors on adapte, sous l'eau même, le piston de cuir *B* à l'extrémité *A'* du cylindre; puis on enlève l'appareil; on le porte dans l'obscurité; on appuie d'une part la tige *CC'* sur un corps solide, et on abaisse vivement et fortement le corps de pompe *AA'*.

L'oxigène est de tous les gaz celui qui réfracte le moins la lumière (114). N'étant pas composé, il ne peut être que dilaté par le calorique. Tous les corps simples peuvent se combiner avec lui, tantôt avec dégagement de calorique seulement, tantôt avec dégagement de calorique et de lumière (80). Il ne partage cette propriété si remarquable avec aucun autre corps; souvent même il se combine en diverses proportions, soit avec le même corps simple, soit avec deux, trois corps simples à la fois. De là résultent la plupart des phénomènes dont l'étude constitue celle de presque toute la chimie; et pour prouver dès à présent cette importante vérité, il nous suffira d'observer, 1°. que l'oxigène est l'un des élémens de l'air et de l'eau, des matières végétales et animales, et de presque tous les composés connus; 2°. que, seul, il peut entretenir la vie des animaux; que c'est par lui que l'air lui-même l'entretient,

fait brûler le bois, le charbon, tous les combustibles, altère et rouille les métaux; 3°. en un mot, qu'à l'étude des propriétés de l'oxigène se rattache celle de tous les corps simples et composés. C'est pourquoi cette étude, qui a été si bien faite par Lavoisier, a produit une véritable révolution dans la science. En effet, avant cet illustre chimiste, on s'imaginait que les corps ne brûlaient qu'en laissant dégager un principe insaisissable, auquel on donnait le nom de *phlogistique;* d'où il suit qu'on devait alors regarder ces corps comme des combinaisons de *phlogistique* et de ceux que nous appelons aujourd'hui *oxides ou acides.* Toutes les fois que le phlogistique se dégageait d'un corps, il y avait combustion, et le corps cessait d'être combustible. Toutes les fois, au contraire, que le phlogistique était absorbé par un corps incombustible, celui-ci devenait combustible. Mais s'il en avait été ainsi, les corps n'auraient point augmenté de poids dans la combustion, et auraient dû brûler aussi bien sans air qu'avec le contact de l'air : or, c'est ce qui n'a pas lieu : donc cette théorie est erronée. Cependant elle fait beaucoup d'honneur à Stahl, qui en est l'auteur; et l'on serait tenté de dire que cette grande erreur mérite d'être mise au rang des grandes découvertes, parce que, d'une part, elle a servi de lien aux faits épars dont se composait alors la chimie, et qu'elle lui a donné le caractère d'une véritable science; et parce que, de l'autre, si Stahl, au lieu de supposer que le phlogistique se dégageait des corps combustibles, avait supposé qu'il était absorbé par eux, le phlogistique n'aurait été autre chose que l'oxigène.

Extraction. — C'est du peroxide de manganèse ou oxide de manganèse du commerce (521) que l'oxigène s'extrait par le procédé que nous allons décrire. Prenez de l'oxide exempt de carbonate (*a*); pulvérisez-le dans un mortier de

---

(*a*) Il n'en contiendra pas si, réduit en poudre et mis en contact avec

fer ou de laiton; remplissez-en presqu'entièrement une cornue de grès au col de laquelle vous adapterez un tube de verre recourbé BB', par le moyen d'un bouchon troué (pl. III, fig. 1); placez-la sur deux barres de fer, dans le laboratoire DD' d'un fourneau à réverbère EE, de manière que le tube de verre qu'elle porte plonge sous l'entonnoir renversé de la table d'une cuve pneumatique FF' pleine d'eau. (Voyez, *Description des Planches*, article *Flacons de Woulf*, comment il faut s'y prendre pour monter un appareil.) Cela fait, portez peu à peu la cornue jusqu'au rouge, en mettant successivement dans ce fourneau, soit par la porte du foyer, soit par la cheminée *I* du réverbère, très-peu de charbon incandescent, et au contraire beaucoup de charbon noir. D'abord il ne se dégagera que de l'air à l'extrémité du tube BB'; mais lorsque l'oxide sera près de la chaleur rouge, il commencera à se dégager du gaz oxigène. Vous en laisserez perdre environ un litre; alors celui qui passera pouvant être regardé comme pur, vous le recueillerez. A cet effet, vous mettrez un flacon renversé et plein d'eau ou une cloche semblable à la cloche *M*, sur la table de la cuve, au-dessus du trou de l'entonnoir, sous lequel le tube BB' s'engage; et lorsque l'un des

---

de l'acide nitrique ou hydro-chlorique un peu étendu d'eau, il n'offre aucune effervescence : tel est ordinairement celui qui est cristallisé en aiguilles brillantes. Mais s'il se produit une effervescence sensible, c'est un indice certain de la présence du carbonate. Dans le cas où l'on voudrait se servir d'un oxide de cette nature, il faudrait auparavant l'agiter en poudre dans une terrine avec un excès d'acide hydro-chlorique du commerce étendu d'eau. Le carbonate se décomposera en très-peu de temps; et l'on sera certain que la décomposition sera achevée, et que tout l'acide carbonique sera dégagé, lorsqu'il n'y aura plus de dégagement de bulles, même en renouvelant l'acide. Il suffira alors de décanter la liqueur, de laver une à deux fois l'oxide à grande eau, et de le faire sécher. Par ce moyen, l'oxide ne contenant plus de carbonate, et par conséquent ne pouvant plus donner de gaz carbonique à une haute température, sera tout aussi propre que l'oxide naturellement pur à la préparation de l'oxigène.

vases sera plein de gaz, vous le remplacerez par un autre plein d'eau. Il est nécessaire que le feu soit toujours assez fort pour que le dégagement du gaz soit continuel. C'est pourquoi il ne faut pas attendre que ce dégagement se ralentisse pour remettre du charbon dans le fourneau, parce que le charbon étant froid, diminuerait la température, suspendrait la décomposition du peroxide, et produirait peut-être une absorption, c'est-à-dire, l'introduction de l'eau de la cuve par le tube de verre dans la cornue (112), et par conséquent sa fracture. Vous pourrez regarder l'opération comme faite lorsque, le fourneau étant plein de feu, il ne se dégagera presque plus de gaz. Alors laissez refroidir peu à peu la cornue, pour qu'elle ne casse pas; mais auparavant enlevez-en le tube pour qu'il n'y ait pas d'absorption, à moins que ce tube ne soit de sûreté (112). Un kilog. de peroxide de manganèse du commerce vous donnera environ 40 à 50 litres de gaz oxigène; par là, le peroxide passera, en partie du moins, à l'état de deutoxide; d'où il suit que la chaleur ne sera point assez forte pour décomposer celui-ci (522).

Il est facile de se rendre compte des phénomènes que présente l'extraction de l'oxigène du peroxide de manganèse. En élevant la température de cet oxide, on éloigne, dans chaque particule, les molécules de manganèse des molécules d'oxigène; mais bientôt il y a une certaine quantité de celles-ci hors de leur sphère d'attraction : or, comme l'oxigène est naturellement à l'état de gaz, elles doivent prendre la forme gazeuse, et par conséquent se dégager. Si donc les molécules d'oxigène du deutoxide ne se dégagent pas à la température qui suffit pour dégager les molécules d'oxigène du peroxide, c'est qu'à cette température elles ne sont point encore assez distantes du métal qui les retient.

Le gaz oxigène peut encore être extrait facilement du

peroxide de manganèse en traitant celui-ci par l'acide sulfurique étendu d'eau, à une douce chaleur (686), ou du chlorate de potasse, en chauffant ce sel dans une petite cornue de verre (962). Dans tous les cas, pour qu'il soit pur, il faut qu'il possède la propriété d'absorber le double de son volume de gaz hydrogène (87 *bis*).

Usages. — Les usages du gaz oxigène sont extrêmement multipliés; c'est ce que l'on peut prévoir d'après ce que nous avons dit précédemment : nous ne les exposerons pas ici, parce que l'oxigène pur n'est jamais employé, si ce n'est dans quelques opérations de chimie; nous n'en parlerons qu'à l'article *Air*, fluide d'où l'on tire presque tout le gaz oxigène qu'on fait agir sur les corps.

Historique. — Quoique le gaz oxigène soit si répandu dans la nature et quoiqu'il y joue un si grand rôle, il n'est connu que depuis quarante-six ans : c'est à Priestley que la découverte en est due; il la fit en 1774. Schéele le découvrit de son côté presqu'en même temps que Priestley, et Lavoisier en étudia les combinaisons avec une rare sagacité. Différens noms furent d'abord donnés à ce gaz. Quelques chimistes l'appelèrent, avec Priestley, *air déphlogistiqué*; d'autres, avec Schéele, *air du feu*; d'autres *air vital*, *air pur*, *air éminemment respirable*. Tous ces noms disparurent lors de la réforme de la nomenclature; on leur substitua celui d'*oxigène*, qui signifie *j'engendre acide*, parce qu'on croyait que tous les acides contenaient de l'oxigène, et ne différaient les uns des autres que par la nature des corps combustibles qui entraient dans leur composition, et que, par cette raison, on proposa d'appeler *radicaux des acides*. Mais ce nom est devenu lui-même impropre depuis qu'il est démontré qu'il existe des acides formés seulement de corps combustibles : nouvelles preuves de l'avantage qu'il y aurait à donner des noms insignifians aux corps simples.

Action sur l'économie animale. — Le gaz oxigène est le seul gaz qui puisse entretenir la vie des animaux : cependant il paraît que, quand il est pur, il produit dans les organes pulmonaires une si grande excitation, qu'il y aurait du danger à le respirer pendant long-temps : aussi l'air atmosphérique contient-il près des quatre cinquièmes de son volume d'azote, et l'action de celui-ci dans la respiration consiste-t-elle principalement à modérer celle de l'oxigène. Le fait suivant est une preuve de cette excitation. Trois hommes en pénétrant dans une fosse d'aisance qui venait d'être vidée, furent asphyxiés par le gaz hydrogène sulfuré qui s'y trouvait. Retirés de la fosse, ils furent portés du marché des Innocens, où l'accident avait eu lieu, à l'Hôtel-Dieu de Paris. Deux moururent en route, et le troisième y arriva si faible, qu'il n'avait plus la force de soulever ses membres. L'on ne savait que lui administrer. Il y avait par hasard une vessie pleine de gaz oxigène ; on lui fit respirer ce gaz ; il se mit à l'instant sur son séant, mais pour retomber bientôt et expirer.

Il est probable qu'on l'aurait rappelé à la vie si on lui avait fait respirer un peu de chlore mêlé à beaucoup d'air. (*Voyez* l'article *Hydrogène sulfuré*) (433).

DE LA COMBUSTION.

79. Nous entendons par *combustion* un phénomène dans lequel l'oxigène se combine avec un corps quelconque. Comme tous les corps simples peuvent se combiner avec l'oxigène, il s'ensuit qu'ils peuvent tous produire la combustion, ou qu'ils sont tous combustibles. La combustion a toujours lieu avec dégagement de calorique, et quelquefois avec dégagement de lumière ; jamais elle n'a lieu avec dégagement de lumière sans dégagement de calorique. Il est important de concevoir la cause de ces phénomènes, d'autant plus qu'une fois conçue il sera facile d'en faire des

applications à tous les cas où, au moment d'une combinaison quelconque, il y aura production de chaleur et de lumière. Rapportons d'abord ce qui a été dit à ce sujet dans la seconde édition de cet ouvrage, comme étant l'expression de la théorie adoptée jusque dans ces derniers temps ; nous ferons ensuite connaître les observations qui nécessitent d'y renoncer presqu'entièrement.

80. « Nous avons vu, ai-je dit dans cette édition, que » les molécules des corps n'étaient tenues à distance les » unes des autres que par le calorique, et que quand elles » se rapprochaient par une cause quelconque, il y avait » toujours un dégagement de calorique plus ou moins grand. » Or, lorsqu'un corps combustible se combine avec l'oxigène, il y a toujours rapprochement entre les molécules » des deux corps ; il doit donc toujours y avoir dégagement » de calorique. Mais nous avons admis que la lumière » n'était qu'une modification du calorique : il est donc » possible qu'une portion de calorique qui se dégage dans » la combustion devienne lumière. D'une autre part, l'expérience prouve que cette transformation ne saurait avoir » lieu qu'à la température d'environ 550 à 600°, car ce » n'est qu'à cette chaleur que les corps sont lumineux. » Par conséquent l'on voit, comme nous l'avons déjà dit, » qu'il n'existe pas de combustion avec dégagement de » lumière sans dégagement de calorique, et qu'elle doit » toujours avoir lieu, tantôt avec dégagement de calorique » seulement, tantôt avec dégagement de calorique et de » lumière.

» Est-ce du corps combustible ou de l'oxigène que provient le dégagement de calorique ? Pour le prévoir jusqu'à un certain point, il faut considérer l'état du corps » combustible, celui de l'oxigène et du corps brûlé. En » effet, on a prouvé qu'un corps contenait plus de calorique à l'état de gaz qu'à l'état liquide, et plus à l'état

» liquide qu'à l'état solide. D'après cela, si le corps com-
» bustible est solide, et si l'oxigène est gazeux, le calo-
» rique dégagé proviendra probablement de l'oxigène,
» quel que soit l'état du corps brûlé; tandis qu'il provien-
» dra de l'un et de l'autre dans le cas où l'oxigène et le
» corps combustible seront tous deux à l'état de gaz. Mais
» comme tous les corps combustibles simples sont solides,
» excepté l'hydrogène, le chlore, l'azote et le mercure; et
» comme, parmi les corps combustibles composés, le plus
» grand nombre est à l'état solide, il s'ensuit que, le plus
» souvent, le calorique qui se dégage dans la combustion
» provient de l'oxigène. Il serait possible cependant qu'en-
» core bien que le corps combustible fût solide et l'oxigène
» gazeux, une portion de calorique, mais très-petite, provînt
» de ce corps: c'est ce qui aurait lieu si l'affinité de l'oxigène
» pour le corps combustible était très-grande. Dans tous
» les cas, la quantité de calorique qu'un corps en brûlant
» laissera dégager dépendra de ces quatre causes, c'est-à-
» dire, de l'état de l'oxigène, de l'état du corps combus-
» tible, de l'affinité plus ou moins grande de ce corps pour
» l'oxigène, de l'état du corps brûlé, et de deux autres;
» savoir, de la capacité du corps combustible pour l'oxi-
» gène, et de la différence de capacité pour le calorique
» entre ces deux corps et le corps brûlé. En effet, cette
» dernière cause est aussi évidente que les quatre pre-
» mières, et la cinquième ne l'est pas moins, car plus le
» corps brûlé contiendra d'oxigène, et plus il se déga-
» gera de calorique au moment de sa formation, toutes
» choses égales d'ailleurs.

» 80 *bis*. Faisons maintenant des applications de cette
» théorie à la combustion de différens corps. Prenons d'a-
» bord pour exemple la combustion comparative du fer
» dans le gaz oxigène pur, et dans l'air, qui est un mé-
» lange de 0,21 de gaz oxigène et de 0,79 de gaz azote.

» *Combustion du fer dans le gaz oxigène.* — Que l'on » prenne un ressort de montre dont l'élasticité ait été dé- » truite par la chaleur rouge, et dont les extrémités battues » aient été coupées avec des ciseaux de manière à être ter- » minées en pointe ; qu'on le roule en spirale ; qu'on attache » un peu d'amadou à son extrémité effilée, et qu'on le sus- » pende par l'autre à un bouchon de grosseur convenable : » alors en allumant l'amadou, et plongeant le ressort dans » un grand flacon plein de gaz oxigène, l'amadou brûle, le » fer s'oxide, s'enflamme ; une combustion des plus vives » a lieu ; il se dégage tant de lumière que l'œil en est » ébloui ; des globules fondus de fer oxidé tombent, et » sont si chauds qu'ils pénètrent dans la substance même » du flacon (*a*). S'il y a assez d'oxigène, en moins d'une » minute le ressort est consumé.

» D'où vient le calorique qui se dégage ? Du gaz oxi- » gène, car le fer est solide et l'oxigène gazeux. Pourquoi » se dégage-t-il tant de calorique ? Parce que l'oxigène a » beaucoup d'affinité pour le fer, parce que l'oxide de fer » est solide, parce que l'oxide de fer qui se forme contient » beaucoup d'oxigène. Enfin pourquoi se dégage-t-il tant » de lumière ? Parce qu'il y a beaucoup de gaz oxigène ab- » sorbé en peu de temps, et que la chaleur produite ou l'é- » lévation de température est très-grande.

» Mais comment se fait-il qu'en exposant le fer à l'air, à » la température ordinaire, il finisse par s'oxider tout en- » tier et même plus qu'en le brûlant dans le gaz oxigène, » sans que sa température augmente sensiblement ? C'est

---

(*a*) Ces globules opèrent souvent la fracture du flacon : on l'évite en laissant une couche d'eau assez épaisse dans le flacon. Il faut aussi ménager une issue entre le goulot du flacon et le bouchon, pour que le gaz puisse s'échapper : autrement le bouchon pourrait être projeté au commencement de l'expérience par la raréfaction du gaz.

» que l'absorption de l'oxigène est si lente, que la chaleur
» produite à chaque instant est insensible.

» 81. *Prenons pour second exemple la combustion du*
» *gaz hydrogène.*

» Le gaz hydrogène est de tous les corps combustibles
» celui qui produit le plus de chaleur et de lumière. Faites
» un mélange de 2 parties de ce gaz et d'une d'oxigène;
» comprimez-les fortement dans un réservoir en cuivre;
» puis donnez-leur issue par un tube d'un diamètre capil-
» laire, et allumez le jet de gaz, vous élèverez assez la tem-
» pérature pour fondre et décomposer des corps que vous
» essaieriez vainement de fondre et de décomposer d'une
» autre manière. Les causes en sont évidentes : l'hydrogène
» est gazeux; il absorbe plus de sept fois son poids d'oxi-
» gène; ces deux gaz, en se combinant, se liquéfient; ils ont
» une grande affinité réciproque; enfin la combustion est
» très-rapide : donc le degré de chaleur qu'ils produisent
» doit être très-élevé. (*Voyez* plus loin, pag. 152.)

» Mais si, au lieu de mettre l'hydrogène et l'oxigène en
» contact à l'état de gaz, on les présente l'un à l'autre déjà
» combinés avec quelqu'autre corps, et s'ils peuvent rom-
» pre leur combinaison respective pour s'unir ensemble, il
» sera possible qu'il n'y ait plus de dégagement de lumière,
» et que même il ne se dégage presque plus de calorique
» au moment de leur union. C'est ce qui aura lieu si, en se
» combinant avec les corps auxquels ils sont unis, ils ont
» éprouvé un grand degré de condensation. Nous aurons
» très-souvent occasion d'observer par la suite des phéno-
» mènes de ce genre, surtout en faisant agir l'hydrogène
» sulfuré sur les oxides métalliques libres ou unis aux
» acides (494 et 715).

» 81 *bis. Prenons pour troisième et dernier exemple la*
» *combustion du mercure.*

» Lorsqu'on porte du mercure à un degré voisin de l'é-

» bullition, dans un matras ouvert, il s'oxide peu à peu, et
» l'on peut obtenir facilement en quelques jours plusieurs
» grammes d'un oxide qui est rouge. Cependant il n'y a
» point dégagement de lumière : c'est que la combustion
» est très-lente, et que l'affinité de l'oxigène pour le mer-
» cure n'est pas très-forte, en sorte que, dans l'oxide de
» mercure, l'oxigène retient encore beaucoup de calori-
» que : aussi cet oxide est-il capable de faire brûler
» avec lumière quelques corps combustibles. Nous voyons
» donc que, dans cet oxide, la cohésion est assez forte pour
» que le composé soit solide, mais que les molécules d'oxi-
» gène et de mercure ne s'attirent point assez pour qu'il
» en résulte un grand rapprochement entre elles, et par con-
» séquent pour qu'il y ait un grand dégagement de calori-
» que. Les oxides d'argent, d'or, etc., sont dans le
» même cas.

» D'autres corps, et particulièrement l'acide carbonique,
» sont dans un cas contraire. L'affinité des molécules de
» cet acide est très-grande, car il est très-difficile de le dé-
» composer. La cohésion est nulle, car il est gazeux (6).

» 82. Après avoir examiné d'où provient le dégagement
» de calorique qui accompagne toujours la combustion, il
» conviendrait de rechercher d'où provient aussi celui qui
» se dégage toutes les fois que deux corps se combinent
» intimement. Mais pour peu que l'on réfléchisse, il sera
» facile de voir que toutes les questions que l'on peut faire
» à ce sujet sont analogues à celle que nous venons de
» considérer d'une manière particulière. »

83. C'est ainsi qu'on s'est toujours rendu compte, depuis Lavoisier, de la production de chaleur et de lumière qui a lieu au moment de la combustion et des combinaisons que peuvent former les différens corps entr'eux. Mais cette théorie, en ce qui concerne la production de la chaleur, ne peut plus se soutenir aujourd'hui ; car, pour la

concilier avec les faits, on serait forcé d'admettre, comme le font remarquer MM. Dulong et Petit, la supposition trop invraisemblable que la chaleur existe dans les corps sous deux états très-différens, et que celle qu'on regarde comme unie aux particules matérielles est entièrement indépendante des chaleurs spécifiques, puisque, assez souvent, les composés ont autant de capacité pour le calorique que leurs principes constituans, et que cet effet s'observe même lorsque ceux-ci sont gazeux, et que les composés sont solides ou liquides (t. I, p. 105). Or, comme l'on sait qu'en combinant le fluide électrique positif avec le fluide négatif, il en résulte un grand dégagement de chaleur (73), et qu'il paraît que tous les corps, au moment de la combinaison, sont dans un état opposé d'électricité, n'est-il pas probable que la majeure partie de la chaleur qui se développe est due à cette dernière cause? ce serait donc le fluide de l'un qui s'unirait au fluide de l'autre, et qui produirait assez de chaleur pour rendre le composé incandescent, y compris toutefois celle qui pourrait provenir, dans quelques circonstances, des causes précédemment indiquées, c'est-à-dire de la condensation des élémens, etc. (*Voyez* le Mémoire de MM. Dulong et Petit, *Ann. de Chimie et de Physique*, t. X, p. 395, et l'*Essai sur la Théorie des Proportions chimiques de* M. Berzelius, p. 56.)

De la Flamme.

84. M. Davy a fait il y a quelques années des observations trop importantes sur la flamme pour les passer sous silence. Nous en présenterons les principaux résultats d'une manière sommaire, et, autant que possible, d'après les propres expressions de l'auteur. (*Ann. de Chimie et de Physique*, t. I, III et IV.)

1er. La flamme, dit M. Davy, est une matière gazeuse

chauffée au point d'être lumineuse, et dont la température surpasse la chaleur blanche des corps solides : on le démontre en faisant voir que l'air, sans être lumineux, peut communiquer ce degré de chaleur : prenez un fil fin de platine; tenez-le à un vingtième de pouce environ de la flamme d'une lampe à esprit-de-vin, avec l'attention de cacher cette flamme par un corps opaque; le fil deviendra blanc par l'effet de la chaleur, quoiqu'il soit dans un lieu où il n'y a pas de lumière visible. (*Ann. de Chimie et de Physique*, t. IV, p. 337.)

2[e]. On sait depuis long-temps que l'hydrogène et le chlore, l'oxigène et les métaux, sont capables de se combiner lentement, et sans dégagement de lumière, au-dessous de la chaleur rouge. Beaucoup d'autres substances doivent être dans ce cas : nous citerons particulièrement les mélanges d'oxigène et d'hydrogène, d'oxigène et d'hydrogène carboné. Or, la température de la flamme étant bien plus élevée que celle qui est nécessaire pour l'ignition des corps solides, l'on concoit qu'il ne doit pas être impossible de rendre incandescens certains corps en les chauffant presque jusqu'au point où ils le deviennent, et les plongeant ensuite dans le mélange d'un gaz inflammable et d'oxigène ou d'air : le mélange ne prendra pas feu, parce que la température sera trop faible pour rendre les gaz lumineux; mais il y aura assez de chaleur dégagée par la combinaison lente de l'oxigène avec le gaz inflammable, là où sera placé le corps, pour porter celui-ci jusqu'à l'ignition : tel est le phénomène que présente effectivement un fil fin de platine ou de palladium. Mettez un peu d'éther dans un verre à pied; chauffez à la flamme d'une lampe à alcool un fil de platine de $\frac{1}{60}$ ou $\frac{1}{70}$ de pouce de diamètre, roulé en spirale et attaché par la partie supérieure à un disque de carton; plongez ce fil dans le verre en plaçant le carton sur celui-ci, il deviendra resplendissant, presque d'un rouge blanc dans quel-

ques-unes de ses parties, et il continuera ainsi d'être rouge tant qu'il y aura une quantité suffisante de vapeur et d'air. Lorsque le fil est très-fin; lorsqu'il n'a, par exemple, que $\frac{1}{80}$ de pouce de diamètre environ, la chaleur dans les mélanges très-combustibles, tels que ceux d'hydrogène et d'oxigène, augmente au point de les faire détonner. (*Ann. de Chimie et de Physique*, t. IV, p. 347.)

Il est une autre manière encore de faire l'expérience : c'est de placer verticalement la spirale de fil de platine à l'extremité de la mèche d'une lampe à alcool, de manière que le fil dépasse un peu la mèche; on allume la lampe, quelques secondes après on souffle dessus pour l'éteindre, et le fil, dans toute la partie qui ne touche point la mèche, reste incandescent. L'incandescence peut se soutenir pendant des jours entiers, au point que cette sorte de lampe peut servir de veilleuse.

3e. La lumière de la flamme n'est intense qu'autant qu'elle est en contact avec une matière solide et fixe. Que l'on brûle du soufre, du gaz hydrogène, du gaz oxide de carbone, etc., dans l'air ou dans le gaz oxigène, et l'on n'obtiendra qu'une faible lumière; mais si l'on place de l'oxide de zinc, de l'amianthe, ou une gaze métallique, au milieu de leur flamme, celle-ci prendra tout de suite beaucoup d'éclat. (*Ann.* de *Chimie et de Physique*, t. III, page 132.)

L'on concevra d'après cela pourquoi la lumière qui provient de la combustion du zinc et du phosphore dans le gaz oxigène est si vive, tandis que celle qui est due à la combustion du soufre est si faible. Il sera facile également d'expliquer comment il se fait que la flamme d'un courant de gaz hydrogène carboné brûlé dans l'atmosphère est très-brillante, et qu'elle devient faible et pâle lorsque le gaz se trouve mêlé avec une certaine quantité d'air : c'est que, dans le premier cas, il se dépose dans l'intérieur du courant un

peu de charbon, et qu'il ne s'en dépose pas dans le second.

4e. La flamme ne peut passer, à la température ordinaire, à travers une toile métallique très-serrée; cette toile en refroidit le gaz de manière à réduire sa chaleur au-dessous du degré auquel il est lumineux, et à s'opposer à la combustion de celui qui n'est pas encore brûlé : aussi, lorsque l'on place une toile métallique d'une manière horizontale, immédiatement au-dessus de la pointe de la flamme d'une bougie, et qu'on l'abaisse peu à peu, en résulte-t-il bientôt un cône tronqué de lumière, dont l'axe et les parties environnantes sont obscures parce que la combustion n'a lieu qu'à l'extérieur, et dont les bords sont évasés.

La diminution de température doit être proportionnelle à la petitesse des ouvertures du tissu et à la masse du métal; et le pouvoir du tissu sur la flamme doit dépendre de la chaleur nécessaire pour produire la combustion, comparée à celle qui est acquise par le tissu même. Par conséquent la flamme des substances les plus combustibles et la flamme de celles qui dégagent le plus de calorique dans la combustion, passeront au travers d'un tissu métallique qui interceptera la flamme des substances moins combustibles, ou celle des corps qui dégagent peu de calorique en brûlant; ou bien le tissu étant le même et imperméable à toutes les flammes, à la température ordinaire, celles des substances les plus combustibles et des corps qui produisent le plus de chaleur, passeront plus promptement au travers du tissu lorsqu'il aura été chauffé, et chaque flamme le traversera à un différent degré de température : c'est ce que démontrent les expériences suivantes :

Une toile de 100 ouvertures par pouce carré, faite de fil d'un soixantième de pouce d'épaisseur, laisse passer, à la température ordinaire, la flamme du gaz hydrogène, mais ne laisse passer celle d'une lampe à esprit-de-vin qu'autant que le fil de la toile est fortement chauffé. Une toile qui,

chauffée au rouge, n'intercepte pas la flamme de l'hydrogène, arrête encore celle de l'hydrogène per-carboné. Une toile échauffée, qui permettrait la combustion d'un mélange de gaz hydrogène per-carboné et d'air, ne transmettrait pas celle d'un mélange d'air et de gaz inflammable des mines de charbon de terre. Un fil de fer de $\frac{1}{40}$ de pouce d'épaisseur, chauffé jusqu'au rouge-cerise, n'allume pas le gaz hydrogène per-carboné, tandis qu'il enflamme le gaz hydrogène. Un fil de fer de $\frac{1}{8}$ de pouce, chauffé jusqu'au rouge-cerise, enflamme le gaz hydrogène per-carboné et le gaz hydrogène; mais lorsqu'il n'a que $\frac{1}{40}$ de pouce, il cesse d'enflammer le premier, tandis qu'il enflamme encore très-bien le second. Pour que celui-ci puisse être enflammé par un fil de $\frac{1}{500}$ de pouce, il faut que ce fil soit chauffé jusqu'au blanc, quoique, à peine rouge, il puisse allumer le gaz hydrogène proto-phosphoré. Enfin un fil de fer de $\frac{1}{40}$ de pouce, chauffé même jusqu'au blanc, ne saurait allumer l'air inflammable des mines. (*Annales de Chimie et de Physique*, t. IV, p. 338.)

Ces observations ont conduit M. Davy à la découverte d'une lampe de sûreté fort importante. L'on sait que dans les mines de charbon de terre il se dégage de temps en temps une certaine quantité de gaz hydrogène carboné qui, venant à se mêler avec l'air, forme un mélange détonnant par le contact des corps enflammés; que de telles explosions ne se renouvellent que trop souvent au sein de ces mines, et que nombre d'ouvriers en ont été victimes. Or, pour prévenir ces accidens, il suffit, d'après ce qui précède, de placer la lumière destinée à éclairer le mineur dans une petite lampe dont les jours sont recouverts d'une toile métallique très-fine. C'est ce que M. Davy a fait avec le plus grand succès. La cage de la lampe étant cylindrique, son diamètre ne doit pas surpasser deux pouces. Le fil peut être de fer et avoir de $\frac{1}{40}$ à $\frac{1}{60}$ de pouce de diamètre.

La toile contient par pouce carré environ 750 ouvertures. (*Ann. de Chim. et de Phys.*, t. I, p. 136 et 329; t. IV, p. 353.)

L'on conçoit encore, et toujours d'après ce qui vient d'être dit, que quoique le mélange d'hydrogène et d'oxigène s'embrase et détonne tout-à-coup, dans un vase ouvert, par le contact d'un corps enflammé, il est possible de le brûler peu à peu et sans explosion. Il ne s'agira pour cela que de comprimer fortement le mélange au moyen d'une pompe aspirante et foulante, dans un réservoir en cuivre, de donner issue au gaz par un tube d'un diamètre capillaire, lequel n'est pas perméable à la flamme, et d'allumer le jet qui en résultera. Aussi le docteur Clarke s'est-il servi avec succès de cet appareil, qui ressemble au chalumeau de Brooks, pour obtenir, par la combustion de 2 volumes de gaz hydrogène et de 1 d'oxigène, une chaleur bien supérieure à celle que l'on connaissait. Seulement, pour rendre le chalumeau plus sûr et moins sujet à détonner, il l'a disposé en dernier lieu de manière que le gaz est forcé, avant de se rendre dans le tuyau capillaire, de traverser une couche d'huile et une toile métallique très-fine. Mieux vaudrait encore le faire passer à travers un cylindre creux rempli de fil de fer tassé. (*Voyez* l'explication des planches, IVe volume, art. *Chalumeau*.)

5e. La flamme provenant d'un jet de gaz auquel on met le feu s'éteint toujours dans un air plus ou moins raréfié par une moindre pression. Du gaz hydrogène qui se dégageait lentement d'une fiole surmontée d'un tube de verre, ayant été allumé à l'orifice étroit de ce tube, et l'appareil ayant été introduit sous le récipient d'une machine pneumatique qui contenait 2 à 300 pouces cubes d'air, l'on vit la flamme, dont la hauteur était d'un sixième de pouce, s'élargir d'abord à mesure que l'on faisait le vide, puis diminuer, et enfin disparaître lorsque la pression devint 7 à 8 fois plus petite, ou que l'air fut 7 ou 8 fois

plus rare qu'il n'était primitivement. C'est que dans une atmosphère trop raréfiée il ne se produit plus assez de chaleur pour entretenir la combustion. En effet, un fil de platine fut roulé en spirale à l'extrémité du tube de verre, de manière à être placé dans le corps de la flamme et au-dessus. On alluma le jet de gaz qui, comme dans l'expérience précédente, fournissait une flamme d'un sixième de pouce de hauteur, et l'on fit le vide. Le fil de platine ne tarda pas à s'échauffer jusqu'au blanc au centre de la flamme, et l'on en vit même fondre un petit bout près du sommet : il resta blanc jusqu'à ce que la raréfaction fût sextuple. Il continua d'être rouge dans la partie supérieure, la raréfaction étant décuple, et pendant tout le temps qu'il fut d'un rouge obscur, le gaz, quoiqu'éteint au-dessous, brûla dans l'endroit où il était en contact avec le fil échauffé. La combustion cessa lorsque la raréfaction fut devenue treize fois plus grande.

Il paraît donc que la flamme de l'hydrogène ne s'éteint, dans des atmosphères raréfiées, que lorsqu'elle est incapable de communiquer au fil de platine une ignition visible. Or, comme c'est là le degré de chaleur nécessaire pour l'inflammation de l'hydrogène dans l'air, à la pression ordinaire, sa combustibilité n'est ni diminuée ni augmentée par la raréfaction qui vient d'une moindre pression, la température étant supposée la même.

D'après cette manière de voir, il s'ensuivrait que, parmi les autres corps combustibles, ceux qui exigent le moins de chaleur pour leur combustion doivent brûler dans un air plus raréfié que ceux qui en exigent davantage, et que ceux qui produisent beaucoup de chaleur dans leur combustion doivent, toutes circonstances égales d'ailleurs, brûler dans un air plus raréfié que ceux qui en produisent peu : c'est ce que confirment toutes les expériences faites jusqu'à présent. (*Ann. de Chimie et de Physique*, t. IV, p. 262.)

6e. L'expansion par la chaleur, loin de diminuer la combustibilité des gaz, les rend au contraire capables de faire explosion ou de s'enflammer à une température plus basse; ce qui semble naturel, puisqu'une partie de la chaleur dégagée d'un corps enflammé doit être employée à élever la température environnante. Dans ce cas, par exemple, un mélange d'hydrogène et d'oxigène s'enflamme dans le verre un peu au-dessous de la chaleur rouge. (*Ann. de Chimie et de Physique*, t. IV, p. 270.)

7e. Lorsqu'un mélange de gaz est capable de s'enflammer subitement et de détonner par une étincelle électrique ou par un corps en combustion, on prévient toujours l'inflammation par l'addition d'une certaine quantité d'un gaz quelconque. Dans tous les cas, les mélanges explosifs ou les corps inflammables qui demandent le moins de chaleur pour entrer en combustion, sont ceux qui exigent, pour qu'elle n'ait pas lieu, le plus de substance gazeuse, *et vice versâ.* C'est ainsi qu'un volume de chlore et un volume d'hydrogène s'enflamment encore lorsqu'on les mêle avec dix-huit fois leur volume d'oxigène; tandis qu'un mélange d'un volume d'hydrogène proto-carboné et de deux volumes d'oxigène cesse de pouvoir s'enflammer après y avoir ajouté trois volumes d'oxigène. La densité des gaz et leur capacité pour le calorique influent sans doute beaucoup sur ces phénomènes; mais il est probable que ce ne sont pas les seules causes influentes, car le protoxide d'azote, qui est presqu'un tiers plus dense que l'oxigène, et qui, suivant MM. de la Roche et Bérard, a une plus grande capacité pour le calorique, dans le rapport de 1,3503 à 0,9765 en volume, a moins de pouvoir que ce dernier pour empêcher l'explosion; tandis que l'hydrogène en a au contraire un plus grand, quoiqu'il soit seize fois plus léger que l'oxigène, et que, sous le même volume, il ait certainement une plus petite capacité pour le calorique. (*Ann. de Chim. et de Phys.* t. IV, p. 276.)

LIVRE CINQUIÈME.

Des Corps combustibles simples.

85. Les combustibles simples sont des corps qui, jusqu'à présent, n'ont pu être décomposés, et qui ont la propriété de se combiner avec l'oxigène, en donnant naissance à des oxides ou des acides. On en compte cinquante-un, non compris le radical présumé de l'acide fluorique (*a*). Nous consacrerons deux chapitres à l'étude de ces corps : dans le premier, se trouveront placés les combustibles simples non métalliques; et dans le second, les métaux.

CHAPITRE PREMIER.

DES CORPS COMBUSTIBLES SIMPLES NON MÉTALLIQUES.

85 *bis.* Les corps combustibles simples non métalliques sont au nombre de neuf, savoir : l'hydrogène, le bore, le carbone, le phosphore, le soufre, le sélénium, l'iode, le chlore et l'azote. Trois d'entre eux, l'hydrogène, le chlore et l'azote, sont toujours à l'état de gaz, à toutes les températures connues; les six autres, à la température ordinaire, sont toujours à l'état solide : parmi ceux-ci, le phosphore, le soufre, le sélénium et l'iode sont fusibles et volatils, tandis que le bore et le carbone sont infusibles et fixes. Aucun n'a d'action sur le gaz oxigène, à la température de l'atmo-

(*a*) M. Ampère, à cause de la grande action que doit avoir ce radical sur les autres corps, a proposé de l'appeler *phtore*, nom tiré d'un mot grec qui signifie *délétère*, qui a la force de *ruiner*, de *détruire*, de *corrompre*. Les chimistes qui en ont parlé l'ont désigné par le nom de *fluor*.

phère. Le chlore, l'iode et l'azote n'en ont même aucune sur ce gaz, à une température élevée; mais l'hydrogène, le bore, le carbone, le phosphore, le soufre et le sélénium sont capables, au contraire, de l'absorber, et de brûler avec chaleur et lumière.

Pour examiner ces corps, rangons-les, autant que possible, dans l'ordre suivant lequel ils tendent en général à se combiner avec l'oxigène. Cet ordre, pour les six premiers, paraît être le même que celui dans lequel nous les avons nommés précédemment, en plaçant toutefois l'hydrogène et le bore sur le même rang. Les trois derniers ont certainement beaucoup moins d'affinité pour l'oxigène que les autres; mais quel est celui qui en a le plus? c'est ce que nous ne saurions encore dire.

De l'Hydrogène.

86. La découverte de l'hydrogène date du commencement du 17[e] siècle; toutefois il ne commença à être bien étudié que vers l'année 1777, par Cavendish. Appelé d'abord *air inflammable,* il reçut, à l'époque de la création de la nouvelle nomenclature, le nom qu'il porte aujourd'hui, nom dérivé de deux mots grecs qui signifient *générateur de l'eau.* Ce nom composé d'un seul mot est sans doute meilleur que le premier, d'autant plus qu'il existe plusieurs fluides capables de s'enflammer; mais il n'est point sans inconvénient : le principal consiste, comme nous l'avons déjà fait remarquer, dans la difficulté de désigner convenablement l'acide résultant de l'union de l'hydrogène avec le soufre, et l'acide sulfurique du commerce. Tous deux, d'après nos règles de nomenclature, devraient être appelés *acide hydro-sulfurique :* le premier en raison des noms de ses principes constituans, et le second parce qu'il est formé d'acide sulfurique et d'eau. Cet inconvénient

disparaîtrait en désignant l'hydrogène d'une autre manière.

87. *Propriétés physiques.*—L'hydrogène pur est toujours à l'état gazeux, sans couleur, sans odeur et sans saveur. Sa pesanteur spécifique est beaucoup moindre que celle de l'air et de tous les autres fluides élastiques; elle n'est que de 0,0688 (113): de là, les ballons aérostatiques à l'aide desquels on s'élève dans l'atmosphère. Aussi peut-on faire passer l'hydrogène d'un vase dans un autre plein d'air, de la même manière que si ce dernier vase était plein d'eau. Soient deux éprouvettes dans la même position que celle pl. II, fig. 13, l'une plus grande, pleine d'air; l'autre plus petite, pleine d'hydrogène; qu'on en joigne les orifices, en laissant la première dans sa position, et en inclinant la deuxième jusqu'à ce qu'enfin elle soit verticale; bientôt le gaz de celle-ci passera dans celle-là, et réciproquement. En effet, en plongeant une bougie allumée dans la cloche supérieure, elle en enflammera le gaz; tandis que, plongée dans la cloche inférieure, elle y brûlera tranquillement.

Quoique le gaz hydrogène soit inflammable, il éteint les corps en combustion; mais comme ce gaz est plus léger que l'air, on ne s'assure facilement de cette propriété qu'autant que l'on tient l'éprouvette qui le renferme dans la même position que les précédentes, et qu'on y plonge une bougie allumée; cette bougie, après avoir mis le feu aux premières couches de gaz, à cause du contact de l'air, s'éteint et ne se rallume que lorsqu'on la retire.

87 *bis. Propriétés chimiques.*—Le gaz hydrogène étant un corps simple ne peut être que dilaté par le calorique. C'est de tous les gaz celui qui réfracte le plus la lumière (114). Il ne se combine point avec le gaz oxigène à la température ordinaire; il paraît même qu'à cette température, ces deux gaz peuvent rester mêlés pendant un temps indéfini sans agir l'un sur l'autre : ce n'est qu'à une chaleur

rouge ou presque rouge qu'ils s'unissent. Leur combinaison a toujours lieu dans le rapport de 2 d'hydrogène et de 1 d'oxigène en volume; ou ce qui est la même chose, d'après leur pesanteur spécifique, dans le rapport de 11,10 d'hydrogène à 88,90 d'oxigène en poids. Pour mettre ce résultat en pleine évidence, il faut combiner ces deux gaz dans un instrument appelé *eudiomètre*, et que l'on peut se représenter comme un tube de verre fermé par l'une de ses extrémités, et contenant des conducteurs pour la transmission du fluide électrique. Remplissez l'instrument de mercure ou d'eau; faites-y passer successivement les gaz, après les avoir mesurés avec beaucoup de soin dans un tube gradué; excitez à travers leur mélange une étincelle électrique, soit avec une bouteille de Leyde, soit avec un électrophore; l'étincelle électrique en élèvera la température jusqu'à la chaleur rouge, et en opérera la combinaison. En employant 2 parties de gaz hydrogène et une partie de gaz oxigène, bien purs, le mélange disparaîtra tout entier: si la quantité de gaz hydrogène est triple de la quantité de gaz oxigène, le résidu sera d'une partie de gaz hydrogène; si les quantités de gaz hydrogène et oxigène sont inverses, le résidu sera de 2 parties et $\frac{1}{2}$ de gaz oxigène: ces résidus s'apprécieront en les recueillant dans un tube gradué.

Dans tous les cas il ne se formera que de l'eau, et il y aura dégagement de calorique et de lumière. (Voyez *l'eudiomètre*, pl. v, fig. 1; *le tube gradué*, pl. XIII, fig. 7; *leur description et la manière de s'en servir, lettres E et T de l'explication des planches.*)

Lorsqu'on met dans l'eudiomètre beaucoup plus ou beaucoup moins de gaz hydrogène que de gaz oxigène, la combustion n'est pas complète; elle cesse de l'être lorsque l'hydrogène est mêlé, soit avec 9^{fois},5 son volume de gaz oxigène, soit avec un peu moins du dixième de son volume de ce gaz; une partie du gaz hydrogène dans le pre-

mier cas, et une partie du gaz oxigène dans le second, échappent à la combustion : cependant l'étincelle électrique enflamme les parties qui sont sur son passage; mais la combustion ne saurait se propager. (*Voyez* le *Memoire* de MM. Humboldt et Gay-Lussac, sur les moyens eudiométriques, *Journal de Physique*, 1805.)

Outre ces phénomènes, il en est d'autres qu'il est possible de produire à volonté, et dont il est essentiel de parler. Que l'on ferme exactement l'eudiomètre, le mélange d'hydrogène et d'oxigène s'enflammera sans secousse par l'étincelle électrique, et il se formera un vide qui sera rempli aussitôt que l'on donnera accès au liquide sur lequel l'opération sera faite. Qu'on laisse au contraire l'eudiomètre ouvert, il y aura, au moment où les gaz se combineront, une forte secousse due à l'eau qui sera produite. En effet, cette eau, à cause du calorique dégagé, restera d'abord à l'état de vapeur. Or, comme à cet état elle occupe, en raison de la température, plus de volume que ses élémens n'en occupent à l'état de gaz, la colonne de liquide qui remplit en partie l'instrument est repoussée, puis elle remonte subitement, parce que la vapeur étant en contact avec des corps froids se liquéfie tout-à-coup : de là un mouvement brusque, une sorte de détonnation. Il est évident, d'après cela, qu'il ne faut pas enflammer, dans un eudiomètre, une trop grande quantité de gaz à la fois. Ce ne serait qu'autant que cet eudiomètre serait épais et bien fermé qu'on pourrait se permettre de le remplir tout entier : autrement on courrait risque de le briser, ou bien de perdre du gaz. Pour éviter tout danger dans l'inflammation d'un mélange assez considérable de gaz oxigène et de gaz hydrogène, par exemple, d'un demi-litre, il faut faire l'expérience dans un flacon bouché à l'émeri et entouré de linge. Après avoir rempli sur l'eau ce flacon de 2 volumes d'hydrogène et de 1 d'oxigène, on le bouche

pour qu'il n'y entre pas d'air, et on enveloppe d'une serviette toute sa surface, excepté l'extrémité du goulot; alors on le débouche, on en présente l'ouverture à la flamme d'une bougie en le tenant d'une main, et à l'instant même une forte détonnation se fait entendre: ainsi, quoique les molécules de l'air soient mises en vibration par deux causes, par l'expansion de la vapeur qui se forme et par sa liquéfaction subite, les effets semblent se confondre; on n'entend qu'un seul coup, parce qu'aussitôt que l'action de l'une des causes cesse, celle de l'autre commence.

Cette expérience peut encore se faire, même sur une plus grande quantité de gaz, dans un mortier de cuivre ou de fer contenant un peu d'eau de savon. Le mélange s'introduit, au moyen d'une cloche à robinet, dans une vessie également munie d'un robinet; à celui-ci s'adapte, par un bouchon, un tube de verre effilé à la lampe; on plonge l'extrémité du tube dans la dissolution; puis, comprimant légèrement la vessie, le mortier se remplit de bulles auxquelles on met le feu avec une petite bougie allumée et attachée à l'extrémité d'une longue baguette.

L'on vient de voir que l'on pouvait enflammer un mélange d'hydrogène et d'oxigène par l'étincelle électrique et une bougie allumée; mais l'inflammation en peut être également produite par une pression forte et subite : la raison en est évidente : c'est qu'alors la température des gaz s'élève jusqu'à la chaleur rouge (78). Il serait dangereux de faire cette expérience sur des quantités un peu grandes : l'expansion de la vapeur produite briserait les appareils dont l'on se servirait (Biot).

La combinaison du gaz hydrogène et du gaz oxigène ne se fait pas toujours avec explosion. En effet, lorsque l'on porte presque jusqu'au rouge un fil de platine de $\frac{1}{60}$ de pouce de diamètre, et qu'on le plonge dans un mélange de 2 volumes d'hydrogène et de 1 d'oxigène, les gaz

se combinent peu à peu autour du fil, le rendent incandescent, et se convertissent en eau (84).

Quoique l'hydrogène soit très-combustible, l'on ne saurait l'enflammer avec une bougie allumée à travers une gaze métallique très-fine, même lorsqu'il est mêlé à de l'oxigène. Que l'on remplisse une éprouvette d'hydrogène, et qu'on en tienne l'orifice au-dessus de la bougie, à l'instant il prendra feu; mais si l'orifice est couvert de la gaze, la combustion n'aura pas lieu. (*Voyez* p. 150.)

L'oxigène n'est pas le seul corps simple avec lequel l'hydrogène peut s'unir : il s'unit encore au carbone, au phosphore, au soufre, au sélénium, au chlore, à l'iode, à l'azote, et à trois métaux, qui sont le potassium, l'arsenic et le tellure. Nous ne décrirons ces combinaisons qu'en parlant des composés combustibles (170 et 190).

De tous les corps combustibles, c'est l'hydrogène qui, en brûlant, produit le plus de chaleur : elle est telle que presque tous les corps que l'on soumet au foyer du chalumeau de ce gaz et de gaz oxigène fondent en quelques secondes : aussi ce chalumeau, qui est fondé sur la propriété qu'ont les tubes très-étroits de ne pas laisser passer la flamme, est-il un instrument précieux pour les chimistes. (*Voyez* page précédente, 152.)

88. *Etat naturel.* — Jusqu'ici l'hydrogène ne s'est encore trouvé qu'en combinaison avec d'autres corps, et particulièrement avec l'oxigène, le carbone et l'azote. Combiné avec l'oxigène, il forme l'eau; combiné avec l'oxigène et le carbone, il forme la plupart des matières végétales; combiné avec l'oxigène, le carbone et l'azote, il forme la plupart des matières animales. C'est de l'eau qu'on l'extrait, parce qu'il est plus facile de le retirer de ce liquide que de toute autre substance.

89. *Préparation.* — L'hydrogène s'extrait de l'eau, en la mettant en contact avec de l'acide sulfurique et du zinc

en grenaille. Cette opération se fait dans un flacon de verre à deux tubulures : un flacon de demi-litre suffit pour se procurer une vingtaine de litres de gaz ; on y met environ six décilitres d'eau et douze à quinze décagrammes de zinc ; à l'une de ses tubulures est adapté un tube de verre recourbé, qui plonge dans une cuve presque pleine d'eau sous l'un des entonnoirs de la tablette, ou dans un vase plein d'eau, sous un têt troué dans son milieu ; l'autre tubulure reçoit un tube droit de verre, dont le diamètre est de 3 millimètres au moins, et dont la hauteur au-dessus du flacon peut être d'un décimètre au plus ; ce second tube pénètre presque jusqu'au fond du flacon, et est surmonté d'un petit entonnoir. (La fig. 1, pl. 20, représente cet appareil.) L'appareil étant ainsi disposé, on verse peu à peu de l'acide sulfurique du commerce dans le flacon par le tube droit, à l'aide du petit entonnoir ; il en résulte tout-à-coup une effervescence produite par un dégagement de gaz hydrogène ; quand elle semble assez forte, on cesse d'ajouter de l'acide ; on en ajoute de nouveau quand elle se ralentit trop, et ainsi de suite, jusqu'à ce que tout le zinc soit presque entièrement dissous. D'abord, le gaz qui se dégage est un mélange d'air et de gaz hydrogène ; on le rejette ; il faut en rejeter ainsi deux à trois litres. Celui qui passe ensuite doit être recueilli. A cet effet on dispose un flacon, ou une cloche, ou tout autre vase plein d'eau, au-dessus de l'entonnoir de la cuve (comme on le voit pl. XX, fig. 1) ; le gaz hydrogène étant insoluble dans l'eau et plus léger qu'elle, la déplace, et ne tarde pas à remplir le vase ; lorsqu'il est plein, on en met un autre, etc.

A défaut de flacons tubulés, on peut se servir d'un flacon à une seule tubulure ou d'une fiole pour se procurer du gaz hydrogène. Cet appareil est même employé dans les laboratoires toutes les fois qu'on n'a besoin que de quelques portions de gaz. L'eau et le zinc sont mis dans

le flacon, après quoi on y verse de l'acide, de manière à exciter promptement, à l'aide de l'agitation, une effervescence assez vive; puis on adapte le tube recourbé qu'on engage, comme dans l'expérience précédente, sous des vases pleins d'eau.

On peut aussi remplacer, dans les deux expériences précédentes, la grenaille de zinc par de la tournure de fer, ou même par du fil, de la limaille, des clous de fer; mais alors il faut ajouter une plus grande quantité d'acide, parce que le zinc est plus facile à attaquer que le fer. Cependant, comme le fer coûte moins que le zinc, c'est ordinairement ce métal qu'on emploie de préférence pour remplir d'hydrogène les aérostats.

Quel que soit, au reste, le procédé que l'on suive, que l'on se serve de zinc distillé ou de fer très-doux, le gaz hydrogène que l'on obtient renferme toujours une matière étrangère huileuse, qui le rend odorant(*a*); il en contient si peu heureusement qu'il est à peine possible d'en démontrer la présence par les réactifs. Le meilleur moyen de la séparer consiste, d'après MM. Berzelius et Dulong, à mettre le gaz en contact avec une dissolution de potasse caustique. Par conséquent, lorsqu'on voudra se procurer de l'hydrogène parfaitement pur, il faudra, avant de le recevoir dans les vases pleinsd'eau, le faire passer à travers cette sorte de dissolution. Ainsi purifié, sa densité est moindre: au lieu d'être de 0,07321, elle est réduite à 0,0688. (Berzelius et Dulong.)

90. Etablissons maintenant la théorie de ce qui se passe

(*a*) M. Donovan y admet même du gaz hydrogène sulfuré et du gaz acide carbonique : selon lui, l'eau que l'on forme en combinant l'hydrogène avec l'oxigène et qui est toujours acide, ne doit son acidité qu'à de l'acide sulfurique. (*Annales de Chimie et de Physique*, t. II, p. 375.) Je ne partage point son opinion : j'ai eu occasion d'examiner cette sorte d'eau ; elle ne contenait que de l'acide nitrique.

dans l'opération que nous venons de décrire. Pour cela, recherchons quelle est la nature des divers produits obtenus, et comparons-la à celle du zinc, de l'eau et de l'acide sulfurique, d'où ils proviennent.

Ces produits sont au nombre de trois : l'un est le gaz hydrogène dont il a déjà été question ; le second est un composé triple d'acide sulfurique, d'oxigène et de zinc dont on n'a point encore parlé : ce composé, tenu en dissolution par l'eau, constitue la liqueur qu'on trouve dans le flacon, et peut être obtenu sous forme d'une poudre blanche cristalline, en faisant évaporer cette liqueur jusqu'à siccité dans une capsule de verre ou de porcelaine ; le troisième produit est une quantité de calorique très-sensible.

Quant à la nature du zinc, de l'eau, de l'acide sulfurique, nous l'avons déjà fait connaître : le zinc est un élément ; l'eau est formée d'hydrogène et d'oxigène, et l'acide sulfurique est formé de soufre et d'oxigène.

D'après cela, il est évident que le gaz hydrogène ne peut provenir ni du zinc ni de l'acide sulfurique, puisqu'ils n'en contiennent pas, et qu'il ne peut provenir que de l'eau: l'eau doit donc être décomposée. Mais si l'hydrogène de l'eau décomposée se dégage, que devient son oxigène ? Il se combine avec le zinc et l'acide sulfurique ; et forme le composé triple qui se trouve en dissolution dans l'eau. A la vérité, on pourrait dire que l'oxigène de ce composé triple provient en partie de l'acide sulfurique ; mais cet oxigène est à l'hydrogène qui se dégage dans le même rapport que dans l'eau ; et d'ailleurs on retrouve dans la liqueur tout l'acide qu'on emploie, ce qui sera prouvé par la suite : d'où il faut conclure que l'action simultanée du zinc et de l'acide sur l'oxigène de l'eau est plus grande que celle de l'hydrogène.

Le zinc seul ou l'acide seul n'opérerait pas la décomposition de l'eau ; l'acide ne produirait avec l'eau que de la

chaleur; le zinc n'aurait aucune action sur elle à la température ordinaire.

On vient de voir d'où proviennent les deux premiers produits de l'opération : il nous resterait à voir maintenant d'où provient le troisième, c'est-à-dire, le calorique dégagé. Mais nous ne croyons rien devoir ajouter ici à ce qui a été dit d'une manière générale (83).

Usages. — Puisque l'hydrogène fait partie de l'eau et de toutes les matières végétales et animales, il joue un grand rôle dans la nature, et il y remplit des fonctions nombreuses et importantes : toutefois ses usages dans les arts et dans les laboratoires sont très-bornés. On ne s'en sert que pour faire l'analyse de l'air, obtenir une haute température, et remplir les ballons aérostatiques.

Du Bore.

91. Le bore, découvert en 1809 par MM. Gay-Lussac et Thenard (*Recherches physico-chimiques*, t. 1, pag. 276), n'a encore été qu'imparfaitement étudié : aussi l'histoire que nous en allons faire laissera-t-elle beaucoup à desirer. Parlons d'abord des propriétés de ce nouveau corps.

Propriétés. — Il est solide, sans saveur, sans odeur, brun-verdâtre et sous forme de poudre. Sa pesanteur spécifique n'est point connue : on sait seulement qu'elle est plus grande que celle de l'eau.

Soumis à un feu de forge, il ne change ni d'état ni d'aspect, d'où il suit qu'il est infusible; son action sur le gaz oxigène, à la température ordinaire, est nulle; mais un peu au-dessous de la chaleur rouge, il s'y unit tout-à-coup. L'expérience se fait facilement dans une petite cloche de verre dont l'extrémité supérieure est courbe. (Pl. xx, fig. 3.) Après avoir rempli la cloche de mercure, on y fait passer du gaz oxigène avec un petit entonnoir, jusqu'à ce qu'elle

en soit aux deux tiers pleine, et on y introduit du bore à travers le mercure, avec une petite pince recourbée et fermée par deux cuillers appliquées l'une contre l'autre, qui s'éloignent et se rapprochent à volonté. (Pl. XII, fig 6.) Le bore déposé de cette manière dans la partie courbe de la cloche, n'a plus besoin que d'être chauffé à la lampe d'esprit-de-vin; il s'enflamme, absorbe rapidement le gaz, et donne lieu à l'acide borique. Toutefois, comme cet acide se vitrifie aisément et qu'il recouvre les parties de bore placées au centre, celles-ci ne peuvent brûler entièrement, de sorte que la combustion est toujours incomplète.

L'oxigène est pour ainsi dire le seul corps simple avec lequel le bore ait pu être combiné jusqu'à présent : du moins ne l'a-t-on uni, parmi les corps combustibles, qu'au fer et au platine.

État naturel. — Le bore ne se rencontre point à l'état de pureté dans la nature; il est toujours engagé dans quelques combinaisons. Les composés naturels dont il fait partie sont l'acide borique, le sous-borate de soude et le sous-borate de magnésie.

Préparation. — C'est de l'acide borique qu'on l'extrait au moyen du potassium et du sodium (331). Ces métaux étant rares et chers, il s'ensuit que le bore l'est aussi, et que par conséquent il doit être sans usages.

M. Doebereiner, à la vérité, a publié un procédé par lequel il assure que l'on peut retirer le bore du borax (sous-borate de soude ou de protoxide de sodium), en traitant ce sel par le charbon, à une haute température, dans un tube de fer. Mais quand bien même la décomposition de l'acide aurait lieu comme il l'annonce, le procédé ne pourrait point être employé pour obtenir le bore pur, parce que, suivant l'auteur, le bore ainsi préparé est toujours mêlé de charbon. (*Voyez* la description de ce procédé (739.)

Du Carbone.

92. *Historique.* — Le charbon, tel que nous le connaissons dans l'économie domestique, contient toujours de l'hydrogène et de la cendre; de là la nécessité de donner un nom particulier au charbon pur : l'on a adopté celui de *carbone*.

De tous les chimistes, celui qui en a le plus éclairé l'histoire est Lavoisier; c'est lui qui démontra la présence de l'hydrogène dans le charbon ordinaire en 1781; c'est également lui qui prouva que ce corps, en brûlant, passait à l'état d'acide carbonique; c'est lui enfin qui, guidé par les expériences de Newton et des académiciens de Florence, aperçut le premier le carbone dans le diamant.

En effet, Newton, après avoir remarqué que les corps réfractaient d'autant plus la lumière qu'ils étaient plus combustibles, et que le diamant était doué d'une grande force réfringente, avait soupçonné sa combustibilité. Les académiciens de Florence, en 1694, avaient rendu cette conjecture très-vraisemblable, en exposant des diamans au foyer d'un miroir ardent, et en observant qu'ils s'y consumaient. Plusieurs chimistes français l'avaient mise hors de doute, en prouvant que les diamans ne perdaient rien de leur poids lorsqu'on les calcinait sans le contact de l'air, et se dissipaient, au contraire, lorsqu'on les calcinait avec le contact de ce fluide (*a*). Mais il restait à découvrir quelle était la nature du corps combustible du diamant : c'est ce que rechercha Lavoisier. Il brûla des diamans en vases clos au moyen de fortes lentilles, et ayant reconnu qu'il se formait de l'acide carbonique dans cette combustion, il en

---

(*a*) On trouvera dans le 1er volume du Dictionnaire de Macquer, l'histoire très-détaillée des recherches qui ont été faites sur le diamant jusqu'en 1778.

conclut que le diamant contenait du carbone, et avait la plus grande analogie avec ce corps combustible.

Cependant ces recherches ne suffisaient pas pour connaître l'entière nature du diamant; il en fallait de nouvelles pour savoir s'il ne contenait pas d'autres élémens : celles-ci furent faites successivement par Smithson-Tennant (*a*), Guyton-Morveau (*b*), MM. Allen et Pepis (*c*), M. Davy (*d*), qui tous arrivèrent à ce résultat, savoir, que, quoiqu'il existe une si grande différence entre le diamant et le charbon, ces deux corps sont identiquement de la même nature, résultat fort extraordinaire sans contredit, mais sur lequel il est impossible d'élever le moindre doute : car, soit que l'on combine 72,62 d'oxigène avec 27,38 de diamant ou de charbon pur, il en résulte 100 parties de gaz carbonique (346). Or, le gaz carbonique est un corps constamment formé des mêmes élémens dans les mêmes proportions : donc le diamant n'est que du charbon pur, et ne diffère de celui-ci que par l'arrangement de ses molécules.

93. *Propriétés.* — Le carbone est toujours solide, sans odeur, sans saveur; mais la plupart de ses autres propriétés physiques sont variables.

Le plus souvent il est noir, sans forme régulière, facile à réduire en poudre ; tel est celui qui provient du bois : alors il est difficile d'en déterminer précisément la pesanteur spécifique, parce qu'il est rempli de petites cavités dont l'air ne s'échappe qu'avec peine.

Quelquefois le carbone est compacte, friable, luisant,

(*a*) *Transactions philosophiques*, 1797.

(*b*) *Annales de Chimie*, tomes XXXI, LXXXIV et LXXXVI. Guyton avait, à la vérité, conclu de ses expériences que le charbon était un oxide; mais c'était à tort, car il avait obtenu sensiblement les mêmes quantités de gaz carbonique avec le diamant et le charbon fortement calciné.

(*c*) *Bibliothèque britannique*, décembre 1807.

(*d*) *Annales de Chimie et de Physique*, tome I, page 16.

ressemblant à la houille; du reste, noir, et sans forme régulière, comme le précédent. Sous cet état les minéralogistes l'appellent *anthracite*. L'anthracite contient souvent de l'alumine, de la silice et de l'oxide de fer; il en est, à la vérité, qui n'en contient que très-peu : l'anthracite d'Allemont, département de l'Isère, est dans ce cas; on y trouve 0,97 de carbone; sa pesanteur spécifique est de 1,8.

Plus rarement le carbone est cristallisé et si dur qu'il raye tous les corps, et n'est rayé par aucun : dans cet état il constitue le diamant. Les diamans sont ordinairement limpides, tantôt sans couleur, tantôt colorés en gris, en brun, en rose, en bleu clair : il y en a aussi de jaunâtres et de vert-serin. Quelques-uns ont huit faces, formant un octaèdre régulier; d'autres en ont douze, d'autres vingt-quatre, d'autres quarante-huit. La pesanteur spécifique des diamans varie entre 3,5 et 3,55 : d'où l'on voit qu'elle est plus grande que celle de l'anthracite. L'on sait d'ailleurs que celle-ci est plus grande que celle du charbon de bois. Cette différence de densité nous permettra d'expliquer pourquoi le gaz oxigène et les autres agens chimiques attaquent moins facilement le diamant que l'anthracite, et l'anthracite que le charbon de bois.

Propriétés chimiques. — Le carbone, soumis à la plus forte chaleur de nos fourneaux, ne se ramollit point, et ne diminue point de poids. Il est impossible, d'après cela, de déterminer directement la densité de sa vapeur; l'on ne peut y parvenir, jusqu'à un certain point, que par des considérations fondées sur la propriété qu'ont les corps de se combiner en volume dans des rapports simples. (*Voyez* plus loin, page 171.) Mauvais conducteur du calorique, il conduit très-bien néanmoins le fluide électrique, pourvu qu'il ne soit point cristallisé comme dans le diamant : aussi pourrait-on se servir du charbon avec beaucoup de succès pour envelopper le pied des paratonnerres, et transmettre

facilement au sol l'électricité que ceux-ci reçoivent des nuages (*a*).

Quelque dense qu'il soit, le carbone a toujours la propriété de brûler dans le gaz oxigène et de s'y gazéifier; mais il faut que la température soit élevée, et qu'elle le soit d'autant plus que la densité du corps combustible est plus considérable. Provient-il de matières végétales ou animales, sa combustion peut avoir lieu sur le mercure, comme celle du bore, dans une petite cloche recourbée (91); et alors, soit en poussière, soit en petits fragmens, il prend feu un peu au-dessous de la chaleur rouge. On peut encore en opérer la combustion en le faisant rougir à la flamme d'une bougie dans quelques-uns de ses points, et le plongeant dans un flacon plein de gaz oxigène. Un fil de fer, dont l'une des extrémités s'enfonce dans un bouchon, et dont l'autre est recourbée et terminée en un cercle sur lequel on place un petit disque de tôle un peu concave, est très-commode pour faire cette sorte d'expérience. On met le charbon sur le disque, et on enfonce le fil de fer et la capsule dans le flacon, jusqu'au bouchon : il faut que le flacon soit à large ouverture; que le fil soit assez long pour que le bouchon ne s'enflamme pas, et qu'il y ait une petite ouverture par laquelle le gaz, en s'échauffant, puisse se dégager. Dans tous les cas le charbon, pourvu qu'il soit pur et que l'oxigène soit en grand excès, brûle avec beaucoup de chaleur et de lumière, sans résidu et sans former d'autres produits que du gaz acide carbonique. Mais lorsqu'au lieu d'agir sur le charbon de matières végétales et

(*a*) Cependant il ne faudrait pas se servir pour cela de charbon ordinaire; car la majeure partie de celui que l'on consomme, quoique bien préparé, ne conduit pas le fluide électrique; il ne devient bon conducteur qu'antant qu'on l'a calciné convenablement, par exemple, à-peu-près autant que l'est la braise; cette calcination le dépouille sans doute de l'hydrogène qu'il contient.

animales, l'on agit sur l'anthracite, et à plus forte raison sur le diamant, ces procédés de combustion ne réussissent plus. Pour brûler facilement ces sortes de charbons, qui sont très-denses, il faut se servir d'un tube de porcelaine, l'établir horizontalement à travers un fourneau à réverbère, y introduire le corps combustible, adapter à chacune de ses extrémités, au moyen de deux petits tubes de verre, deux vessies, l'une vide et l'autre remplie de gaz oxigène, élever ensuite la température jusqu'à faire rougir le tube, ouvrir les robinets des deux vessies, et presser peu à peu sur celle qui contient le gaz oxigène : ce gaz passera à travers le tube, se combinera en grande partie avec le charbon, et se rendra dans la vessie vide; de cette seconde vessie, on le fera repasser dans la première, et de celle-ci dans la précédente. De cette manière, en supposant que le gaz oxigène soit en excès, comme dans l'expérience précédente, tout le charbon disparaîtra, et ne produira aussi, comme dans l'expérience précédente, que du gaz carbonique. (*Voyez* pl. XXIII, fig. 3.)

L'acide carbonique n'est pas le seul produit qui peut résulter de la combustion du carbone; elle peut encore donner lieu à de l'oxide de carbone; mais celui-ci ne se forme qu'autant que le charbon est plus que suffisant pour absorber l'oxigène, et que la température est très-élevée. Ces deux produits sont naturellement à l'état de gaz. L'acide contient un volume d'oxigène égal au sien, et l'oxide la moitié de son volume seulement (298 et 346).

Or, comme l'on sait que les corps se combinent en volume dans des rapports simples, ne peut-on pas supposer que le gaz carbonique résulte d'un volume de gaz oxigène et d'un volume de vapeur de carbone, condensés en un seul? C'est ce que M. Gay-Lussac a fait, et il en a conclu que la densité de la vapeur de carbone devait être égale à celle du gaz carbonique moins celle du gaz oxigène, ou à 1,5245 moins 1,1025, c'est-à-dire à 0,422.

M. Berzelius la suppose du double, parce que le gaz oxide de carbone contenant la moitié de son volume de gaz oxigène, il considère l'autre moitié comme formée de vapeur de carbone non condensée. En effet, la densité du gaz oxide de carbone étant de 0,973, et celle de l'oxigène de 1,1025, il s'ensuivrait que celle de la moitié de la vapeur de carbone serait de 0,973 moins $\frac{1,1025}{2} = 0,422$. Toutes deux satisfont aux résultats. Nous n'emploierons toutefois que la première.

Le carbone se combine seulement avec un petit nombre de corps combustibles. Parmi ceux qui ne sont point métalliques, il ne s'unit qu'avec l'hydrogène, le soufre, l'azote; et parmi les métaux qu'avec le fer : du moins, s'il forme des combinaisons avec d'autres corps, elles n'ont point encore été bien étudiées.

94. *Absorption des gaz par le charbon et par les corps poreux.* — De toutes les propriétés du charbon, la plus remarquable peut-être est de pouvoir absorber les différens gaz. Cette propriété, aperçue pour la première fois par Fontana, constatée par MM. Morozzo, Rouppe et Noorden (*Journ. de Phys.*, t. XXIII et LVIII; et *Ann. de Chim.*, t. XXXII), a été étudiée avec beaucoup de soins par M. Théodore de Saussure; il a vu qu'elle n'appartenait pas seulement au charbon, mais encore qu'elle était commune à tous les corps poreux, et il a fait à ce sujet un travail très-étendu, dont ce que nous allons dire ne sera presque qu'un extrait.

Tous les corps poreux, quelle que soit leur nature, absorbent une plus ou moins grande quantité d'un gaz, quelle que soit aussi sa nature. L'absorption dépend :

1°. *De la température.* — Il paraît que plus la température est basse et plus l'absorption est grande; il ne se produit aucune absorption à une température d'environ 100° : aussi, quand un corps est imprégné d'un gaz, suffit-il, pour dégager celui-ci, d'exposer le corps pendant quelque

temps à la chaleur de la lampe à esprit-de-vin, par exemple, dans une cloche courbe pleine de mercure.

2°. *De la pression* — Plus la pression est grande, et plus les corps poreux absorbent de parties pondérables de gaz ; lorsqu'elle est nulle, l'absorption est nulle elle-même, de sorte qu'au moyen de la machine pneumatique, on peut dégager, comme par la chaleur, tout le gaz qu'un corps poreux a absorbé. L'on peut même en dégager une grande partie en faisant passer seulement le corps qui en est imprégné dans le vide barométrique : à mesure que ce corps s'élèvera, il s'en séparera une infinité de bulles qui abaisseront la colonne de mercure du baromètre.

3°. *De la nature du gaz.* — On a mis un grand nombre de gaz en contact avec les corps poreux, et l'on a trouvé que les uns, tels que les gaz ammoniac, hydro-chlorique, sulfureux, étaient absorbés en grande quantité, et que les autres, tels que les gaz hydrogène et azote, ne l'étaient qu'en petite quantité.

4°. *De la nature du corps absorbant.* — La nature du corps influe aussi sur l'absorption ; car les charbons et l'écume de mer condensent plus de gaz azote que de gaz hydrogène, et, au contraire, les bois condensent plus de gaz hydrogène que de gaz azote.

5°. *Du nombre des pores.* — Les corps pulvérisés absorbent beaucoup moins de gaz que ceux qui ne le sont pas. Un fragment de 2$^{\text{gram.}}$,94 de charbon de buis a absorbé 7^{fois},25 son volume d'air atmosphérique ; tandis que la même quantité de charbon, réduite en poudre, et mise d'ailleurs dans les mêmes circonstances, n'en a absorbé que 4^{fois},25 du volume qu'il occupait avant la pulvérisation. On ne peut évidemment attribuer cet effet qu'à ce que le nombre des pores est moins grand dans le second cas que dans le premier.

6°. *Du diamètre des pores.* — Le diamètre des pores in-

flue singulièrement sur l'absorption des gaz. En effet, le charbon de liége, dont la pesanteur spécifique est 0,1, n'absorbe pas sensiblement d'air; le charbon de sapin, dont la pesanteur spécifique est 0,4, en absorbe quatre fois et demie son volume; celui de buis, dont la pesanteur spécifique est 0,6, en absorbe sept fois et demie son volume; enfin la houille de *Rastiberg*, dont la pesanteur spécifique est de 1,326, en absorbe dix fois et demie son volume. On pourrait croire, d'après cela, que plus un charbon est dense et plus il absorbe de gaz; mais c'est ce qui n'a lieu que jusqu'à un certain point. Lorsque les charbons sont trop denses, les gaz ne peuvent plus pénétrer dans leurs pores : tel est le charbon qu'on obtient en faisant passer les huiles essentielles à travers un tube incandescent.

7°. *Enfin, du vide des pores.* Plus le vide est exact et plus l'absorption est grande : en conséquence, il faut chasser l'air et l'eau qui sont contenus dans les pores, soit par la chaleur, soit au moyen de la machine pneumatique.

On peut procéder à l'absorption des gaz par les corps poreux de deux manières : lorsque le corps est indécomposable par le feu, on le fait rougir; on le plonge rouge dans le mercure, afin que, par le refroidissement, il ne puisse absorber ni l'air ni l'eau de l'atmosphère; ensuite on le fait passer sous une cloche sèche et pleine elle-même de ce métal; puis l'on fait passer dans la cloche un excès du gaz que l'on veut absorber, et l'on abandonne l'expérience à elle-même pendant vingt-quatre à trente heures : après quoi, mesurant le gaz restant, on en conclut l'absorption.

Mais lorsque le corps poreux est décomposable par la chaleur, au lieu de le chauffer, il faut le purger d'air par la machine pneumatique. A cet effet, on se procure une petite platine amovible, munie d'un tuyau et d'un robinet en fer que l'on visse sur l'extrémité du tuyau de la machine

pneumatique ordinaire ; on adapte sur cette platine une petite cloche contenant le corps poreux ; on fait le vide le plus exactement possible ; ensuite on ferme le robinet de la machine amovible ; on le plonge dans le mercure, ainsi que la platine toute entière et les parois extérieures de la cloche ; on ouvre le robinet, et la cloche se remplit de mercure : alors on enlève la platine, et l'on fait l'expérience comme on l'a dit précédemment.

Les corps poreux qui ont été mis en contact jusqu'ici avec un certain nombre de gaz, sont les suivans :

Charbon de buis.
Écume de mer d'Espagne.
Schiste happant de Ménil-Montant.
Asbeste ligniforme du Tyrol.
Asbeste liége de montagne.
Hydrophane de Saxe.
Quartz de Vauvert.
Carbonate de chaux spongieux ou agaric minéral.
Plâtre solidifié par l'eau.
Bois de coudrier.
de mûrier.
de sapin.
Filasse de lin.
Laine.
Soie écrue.

De tous ces corps, c'est le charbon de buis qui possède la propriété absorbante au plus haut degré. Nous ne rapporterons que les résultats obtenus par M. Th. de Saussure avec cette sorte de charbon, à la température de 11 à 13°, sous la pression de 0$^{mèt.}$,704. Nous renverrons, pour l'absorption des gaz par les autres corps, au Mémoire de M. Th. de Saussure, imprimé dans les numéros de la Bibliothèque britannique, pour les mois d'avril, mai et juin 1812.

Une mesure de charbon de buis absorbe

90	mesures de gaz	ammoniac.
85	....	acide muriatique ou hydro-chlorique.
65	....	acide sulfureux.
55	....	hydrogène sulfuré.
40	....	protoxide d'azote.
35	....	acide carbonique.
35	....	oléfiant, ou hydrogène per-carburé.
9,42	....	oxide de carbone.
9,25	....	oxigène.
7,5	....	azote.
5	....	hydrogène oxi-carburé.
1,75	....	hydrogène.

Tous ces gaz s'absorbent avec un faible dégagement de calorique ; tous peuvent être dégagés par une chaleur de 100 à 150° : deux seulement éprouvent alors des altérations remarquables, le gaz oxigène et le protoxide d'azote.

Le gaz oxigène se combine avec le charbon, et forme du gaz acide carbonique, quoique la température soit très-peu élevée. D'après M. de Saussure, cet effet a même lieu à la température ordinaire, mais seulement dans un espace de temps considérable, par exemple, de plusieurs mois. L'on peut présumer qu'il est dû à l'influence de la lumière, et qu'il n'aurait pas lieu dans l'obscurité.

Le protoxide d'azote est en partie décomposé; car j'ai trouvé que 89 parties de gaz, retirées du charbon imprégné de protoxide d'azote, étaient formées de 12 parties de gaz acide carbonique, et d'une certaine quantité de protoxide d'azote et de gaz azote (*a*).

Il est un autre genre d'altération dont le charbon, im-

(*a*) Pour extraire facilement les gaz du charbon par la chaleur, il faut en produire l'absorption par ce corps dans une petite cloche courbe (pl. XX, fig. 3), et attacher le charbon à l'extrémité d'un fil de fer; l'absorption étant

prégné d'hydrogène sulfuré, est susceptible, lorsqu'on le met en contact, soit avec l'air, soit avec le gaz oxigène; et le phénomène est d'autant plus curieux, qu'il a lieu à la température ordinaire. J'ai observé qu'alors l'hydrogène sulfuré se détruisait en très-peu de temps; qu'il en résultait de l'eau, du soufre, et un dégagement de calorique assez grand pour que le charbon devînt très-chaud; et cependant la combustion de l'hydrogène n'aurait pas lieu s'il était libre, ou s'il n'était pas combiné avec le soufre. J'ai même vu que, quand le charbon était bien saturé de gaz hydrogène sulfuré, et qu'on l'introduisait dans une éprouvette pleine de gaz oxigène pur sur la cuve à mercure, il y avait quelquefois détonnation au bout de quelques minutes. Sans doute qu'alors la chaleur fait d'abord dégager une partie du gaz hydrogène sulfuré, et qu'elle devient ensuite assez grande pour enflammer le mélange.

94 *bis*. *État*. — Le carbone pur n'existe naturellement que dans le diamant; il est donc très-rare. Les diamans nous viennent de l'Inde et du Brésil, et se rencontrent toujours dans un sable ferrugineux composé d'argile, de silex et même de cailloux, immédiatement au-dessous de la terre végétale, ou du moins à peu de profondeur. Ceux de l'Inde, connus depuis long-temps, se trouvent dans les royaumes de Golconde et de Visapour. Ceux du Brésil, découverts au commencement du dix-septième siècle, appartiennent au district de Serra-do-Frio.

Mais si le carbone à l'état de pureté est si rare, le carbone impur est au contraire très-commun. En effet, mêlé avec quelques centièmes de matières étrangères, le carbone

---

faite, on remplit la cloche de mercure, en la renversant dans un bain de ce métal : ensuite on la remet dans sa première position; on chauffe le charbon au moyen d'une petite lampe à esprit-de-vin, en le maintenant toujours dans la partie courbe de la cloche; et on le retire promptement, au moyen du fil de fer, lorsqu'on juge que tout le gaz est dégagé.

constitue l'anthracite, qui se trouve toujours en couches plus ou moins considérables, et à des profondeurs qui varient.

Imprégné d'huile et de quelques matières terreuses ou métalliques, il forme le charbon de terre ou la houille, dont il existe des mines si riches et si multipliées.

Uni à l'oxigène, il donne lieu à l'acide carbonique, qui se rencontre tout à la fois dans l'air atmosphérique et dans les eaux, surtout dans les eaux minérales mousseuses, telles que les eaux de Seltz.

Combiné avec l'oxigène et les bases, il fait partie de tous les carbonates, et par conséquent du carbonate de chaux, l'un des sels les plus répandus et les plus communs.

Enfin, il entre dans la composition de toutes les matières végétales et animales, qui ne sont ordinairement, les premières, que des combinaisons d'hydrogène, d'oxigène et de carbone; et les secondes, que des combinaisons de ces trois principes et d'azote; c'est même presque toujours le principe le plus abondant et des unes et des autres.

95. *Extraction.* — C'est par des fouilles qu'on extraît de la terre le carbone qu'on y trouve pur ou presque pur : c'est par des procédés chimiques qu'on extrait celui qui est combiné. En général, on n'extrait le carbone que de quelques-unes de ses combinaisons; savoir, de la résine, du bois et de la houille. Les divers procédés qu'on emploie pour cela sont trop compliqués pour être décrits ici : nous ne les ferons connaître qu'en parlant des matières végétales. Nous nous contenterons de dire que le carbone qui provient de la résine retient de l'hydrogène, et n'est autre chose que du noir de fumée; que celui qui provient du bois contient de l'hydrogène et des matières terreuses et salines, et n'est autre chose que le charbon dont on fait usage dans l'économie domestique; que celui qui provient de la houille ou

charbon de terre n'est autre chose que le *coack*; enfin, qu'en chauffant très-fortement ces trois espèces de charbon dans un creuset couvert, il paraît qu'on parvient à en volatiliser tout l'hydrogène; que par conséquent, avec du noir de fumée, on peut se procurer du carbone pur et très divisé.

Usages. — Le carbone pur n'a d'usage qu'à l'état de diamant. La propriété qu'il a sous cet état d'être transparent, de réfracter fortement la lumière, de la décomposer, de briller des plus vives couleurs, sa rareté, sa dureté, son inaltérabilité, le font rechercher comme l'un des ornemens les plus précieux et les plus indestructibles. On ne l'emploie, d'ailleurs, que pour rayer les autres corps, et particulièrement pour couper le verre.

Les usages du carbone impur ou du charbon proprement dit sont, au contraire, très-multipliés : par-tout on l'emploie comme combustible. On s'en sert dans les usines, non-seulement pour se procurer la chaleur dont on a besoin, mais encore pour extraire les métaux de leurs mines, pour les désoxigéner et les réduire. Mêlé au soufre et au salpêtre, il constitue la poudre à canon. Incorporé à l'état de noir de fumée avec des corps gras, il forme l'encre d'imprimerie. Il fournit des tons très-chauds à la peinture, dans le noir d'ivoire, etc. En le combinant en petite proportion avec le fer, on obtient l'acier.

La propriété qu'il possède d'absorber les gaz, etc., le rend très-propre à prévenir la putréfaction des eaux, des viandes, et même à désinfecter celles qui commencent à se putréfier; avantage inappréciable pour les voyages maritimes de long cours. Que l'on fasse bouillir de la viande *trop avancée* avec de l'eau, et que l'on y ajoute du charbon, elle perdra sa mauvaise odeur. Que l'on filtre de l'eau bourbeuse à travers une couche de quelques pouces de ce corps combustible grossièrement pilé, et qu'on la laisse en-

suite exposée à l'air pendant vingt-quatre heures, elle deviendra très-limpide et bonne à boire : c'est ce que l'on exécute à Paris sur les eaux de la Seine, qui, dans l'hiver, sont toujours chargées de beaucoup de limon ; le charbon est placé entre deux couches de sable qui le maintiennent, et celles-ci entre deux couches de gravier et de petits cailloux. Que l'on charbonne l'intérieur des tonneaux, comme l'a indiqué M. Berthollet, et l'eau qu'on y mettra s'y conservera bien (*a*).

L'on emploie aussi le charbon avec un grand succès pour clarifier, décolorer les liquides, particulièrement les sirops, pour purifier le miel et lui enlever tout à la fois sa couleur, son odeur et son goût âcre. Les premiers essais en ce genre sont dus à Lowitz (*b*).

Enfin d'habiles médecins l'ont même administré comme anti-putride : mais ses effets sont restés bien douteux.

(*a*) Ces résultats me rappellent ce que, tout jeune encore, j'ai vu faire dans les environs de Sens. Les habitans des campagnes étaient alors dans l'habitude de jeter dans leurs puits des tisons charbonnés du *brandon* de la veille de la Saint-Jean, prétendant que l'eau en devenait bien meilleure, et perdait la mauvaise odeur qu'elle avait quelquefois, et qui provenait souvent des poules qui tombaient dans les puits et qu'on n'en retirait mortes qu'au bout de quelques jours.

(*b*) Le charbon animal provenant des os calcinés possède cette propriété beaucoup plus que le charbon végétal, et que le charbon de la chair, du sang, etc. Cependant le charbon d'os ne contient qu'environ la cinquième partie de son poids de carbone ; les quatre autres cinquièmes sont formés de phosphate et de carbonate de chaux : que peuvent faire ces deux sels ? diviser le charbon. Je crois, d'après cela, que si l'on mêlait des matières salines avec les substances animales avant de les calciner, l'on obtiendrait un excellent charbon pour l'épuration : c'est pourquoi probablement celui que l'on tire des fabriques de bleu de Prusse est si bon. Les résultats seraient tout autres si l'on se servait de substances végétales, parce que la nature du charbon ne serait plus la même.

Du Phosphore.

96. *Propriétés physiques.* Le phosphore est solide, insipide. Pur, il est si flexible que l'on peut le plier jusqu'à sept à huit fois en sens inverse sans le rompre. Il suffit de $\frac{1}{600}$ de soufre pour le rendre cassant. L'ongle le raie sans peine; tous les instrumens tranchans le coupent facilement. Sa pesanteur spécifique est de 1,77. Son odeur est faible, et rappelle celle du gaz hydrogène ordinaire ou celle de l'arsenic en vapeur. Tantôt il est transparent et sans couleur, tantôt transparent et jaunâtre, tantôt demi-transparent comme la corne, tantôt noir et opaque; ce qui dépend de l'arrangement de ses molécules.

Placé dans l'obscurité, il est toujours lumineux, pourvu toutefois qu'il ait le contact de l'air : de là même le nom qu'on lui a donné, nom formé de deux mots grecs signifiant *porte-lumière*.

97. Sa découverte remonte à 1669; elle est trop remarquable pour ne pas en donner l'historique. C'est à Brandt, alchimiste de Hambourg, qu'elle est due. Tout occupé de la recherche de la pierre philosophale, ou de l'art de convertir les métaux *vils ou imparfaits* en or et en argent, Brandt s'était imaginé qu'en ajoutant de l'extrait d'urine aux métaux dont il voulait opérer la transmutation, il réussirait plus sûrement dans son entreprise. Mais, au lieu d'obtenir ce qu'il cherchait avec tant d'ardeur, il obtint un corps nouveau, lumineux par lui-même, brûlant avec une énergie sans exemple: c'était le phosphore. Surpris de l'apparition de ce corps, il en envoya un échantillon à Kunkel, chimiste allemand, qui s'empressa de le montrer à son ami Kraft de Dresde. Celui-ci le trouva si merveilleux, qu'il se rendit de suite à Hambourg dans l'intention d'acheter le secret de sa préparation; il l'acheta en effet moyennant 200 dollards,

et sous la condition qu'il ne le révélerait à personne. Mais Kunkel desirant vivement le connaître, et voyant que Kraft refusait de le lui confier, résolut de le découvrir par la voie de l'expérience, et y parvint en 1674, après beaucoup de tentatives infructueuses. Cependant la préparation du phosphore demeura cachée jusqu'en 1737, époque à laquelle un étranger s'étant rendu à Paris, l'exécuta en présence de quatre commissaires nommés par l'Académie, Hellot, Duffay, Geoffroy et Duhamel. Ce fut alors qu'elle fut rendue publique. Hellot la décrivit avec détail dans les *Mémoires de l'Académie* pour l'année 1737, et Rouelle la répéta dans ses *Cours de Chimie* de la même année; elle consistait à faire évaporer à siccité l'urine putréfiée, et à chauffer ensuite fortement le résidu dans une cornue de grès dont le col, par une allonge, plongeait dans l'eau.

C'est ainsi que, pendant long-temps, le phosphore fut préparé, si ce n'est que, par le conseil de Margraff, l'on ajouta, quelques années après, un sel de plomb à l'urine épaissie. Malgré cette utile addition, ce corps était toujours si rare, qu'il continuait à passer pour l'un des objets les plus curieux et les plus précieux qu'il fût possible de voir : aussi ne se trouvait-il que dans les laboratoires des principaux chimistes, et les cabinets de quelques gens riches, amateurs de nouveautés.

Enfin Gahn, l'ayant découvert dans les os en 1769, il ne tarda point à publier, avec Schéele, un procédé qui permit de s'en procurer des quantités assez considérables. C'est même ce procédé légèrement modifié que l'on suit encore aujourd'hui : nous le décrirons par la suite (787).

Le phosphore étant devenu plus commun, les chimistes purent en étudier les propriétés. Les travaux les plus remarquables qui aient été faits sur ce corps sont dus à Pelletier, qui l'a combiné avec le soufre et presque tous les métaux; à Lavoisier, qui nous a fait connaître ses combi-

naisons avec l'oxigène ; à M. Dulong et à M. Davy, qui ont étudié ses divers acides ; et à M. Berzelius, qui a étudié non-seulement ceux-ci, mais encore leurs combinaisons avec les bases.

98. *Propriétés chimiques.* — Le phosphore entre en fusion à 43°. J'en ai vu néanmoins de fondu bien au-dessous de cette température, mais qui se solidifiait tout-à-coup par l'agitation. Exposé à une chaleur de 60° à 70°, et refroidi subitement, il devient noir ; en le laissant refroidir très-lentement, il reste transparent et sans couleur ; un refroidissement modéré lui donne quelquefois l'aspect corné : de noir, il redevient incolore par la fusion pour devenir noir de nouveau par un refroidissement subit. Ces résultats sont faciles à constater dans un tube étroit et fermé par l'une de ses extrémités. Mettez un cylindre de phosphore dans le tube ; ajoutez-y assez d'eau pour en couvrir le phosphore tout entier ; chauffez le tube convenablement et jetez de l'eau froide dessus, bientôt le phosphore se solidifiera et noircira. Vous produirez également le même effet si, plongeant le tube dans l'eau, vous le renversez tout-à-coup. Il est encore une autre manière de le faire naître : c'est d'agir seulement sur un petit globule de phosphore et de le toucher, avec une tige de fer ou de cuivre, au moment où le gobule est sur le point de se solidifier.

Lorsque j'observai ces phénomènes pour la première fois, je m'empressai de les annoncer, les croyant communs à toute espèce de phosphore ; mais depuis j'ai eu l'occasion de m'assurer que cela n'était pas : j'ai trouvé que le phosphore n'était susceptible de ces divers aspects qu'autant qu'il avait été distillé un certain nombre de fois, souvent 3 ou 4, et quelquefois 8 à 10.

Je ne puis pas dire encore d'où provient la différence de propriétés qu'il y a entre ces deux sortes de phosphore.

Elle n'est pas due au soufre ; car en les brûlant tous deux par l'acide nitrique , il en résulte une liqueur qui ne précipite pas par le nitrate de baryte ; d'ailleurs ils sont très-ductiles, et il ne faut pas $\frac{1}{600}$ de soufre pour les rendre cassans. Elle n'est pas due non plus au charbon : du moins, en les brûlant également par l'acide nitrique, il ne se forme pas une quantité d'acide carbonique capable de troubler l'eau de chaux ou l'eau de baryte. Or , comme dans son extraction , le phosphore n'est en contact qu'avec ces deux corps combustibles, et de plus l'hydrogène , l'oxigène, la chaux, les parois de la cornue, et qu'il n'est pas probable qu'un tel effet soit dû à l'un de ces trois derniers corps , l'on est conduit à penser qu'il est produit par l'hydrogène. En admettant cette hypothèse , serait-ce le phosphore noir ou l'autre qui serait hydrogéné ? L'on parviendrait peut-être à le savoir en les soumettant comparativement à l'action de la pile ; et dès à présent même, si j'étais forcé d'adopter une opinion, je croirais que c'est celui qui reste transparent qui contient de l'hydrogène, parce que, d'après M. Davy, lorsque le phosphore ordinaire est fondu et qu'on y fait passer un courant voltaïque , il y a formation d'hydrogène phosphoré.

La distillation du phosphore ne doit point être faite sans précaution, ni sur des quantités considérables : autrement la facilité et l'énergie avec lesquelles ce corps brûle pourraient la rendre dangereuse. Il faut introduire le phosphore dans une petite cornue de verre, placer la cornue dans un petit fourneau à réverbère , en incliner fortement le col et le tenir chaud, plonger son extrémité dans de l'eau presque bouillante, porter peu à peu , au moyen de charbons incandescens, le phosphore jusqu'à l'ébullition, l'entretenir jusqu'à ce qu'il soit distillé tout entier , ce qu'on reconnaîtra en suivant attentivement l'opération et aux oscillations fréquentes et brusques de l'eau ; retirer de

celle-ci le col de la cornue et le boucher de suite. Si par hasard l'eau s'élevait trop dans le col, l'on y ferait rentrer, en le soulevant doucement, de petites quantités d'air à la fois : par là on préviendrait les inconvéniens d'une ascension plus grande, ou de la combustion trop vive que pourrait occasioner la rentrée trop subite de l'air. La distillation du phosphore a lieu bien au-dessous de la chaleur rouge : à en juger par le feu nécessaire pour l'opérer, elle n'exige même pas 200° : du reste, quelques précautions que l'on prenne, il reste toujours dans la cornue un peu d'une poudre rouge très-légère et très-divisée, qui n'est que de l'oxide de phosphore.

Les rayons solaires ne sont point à beaucoup près sans action sur le phosphore ; ils le colorent en rouge sans le rendre opaque, et ce changement de couleur, remarqué d'abord par M. Vogel, a lieu dans le vide comme au sein du gaz hydrogène, du gaz azote, etc. ; il se produit même à la lumière diffuse, mais très-lentement. Ne serait-il pas dû à ce que le phosphore retiendrait un peu d'humidité, et à ce que, par la décomposition de l'eau, il se formerait un peu d'oxide de phosphore qui est rouge ?

Le phosphore nous présente, avec l'oxigène et les autres gaz, des phénomènes très-remarquables.

1°. Que l'on remplisse sur le mercure ou sur l'eau, à une température qui ne dépasse pas 27° et sous la pression de 76 centimètres, une éprouvette de gaz oxigène, et que l'on y introduise un cylindre de phosphore, il ne se produira aucune absorption dans l'espace de vingt-quatre heures ; mais si, la température restant la même ou ne s'abaissant que d'un certain nombre de degrés, la pression vient à diminuer et à n'être plus que de 5 à 10 centimètres ; si, par exemple, l'on fait passer le phosphore avec quelques bulles de gaz oxigène dans un baromètre, le phosphore s'entourera de vapeurs blanches, il deviendra lu-

mineux dans l'obscurité et absorbera peu à peu tout le gaz, en donnant lieu à de l'acide phosphatique, ainsi que M. Bellani de Monza l'a observé le premier. Plus on diminuera la pression, et moins il faudra de chaleur pour produire la combustion : toutefois elle n'aura plus lieu à + 5° et au-dessous.

2°. Si, dans l'expérience précédente, on augmente la pression du gaz au lieu de la diminuer, la combustion du phosphore ne se déterminera qu'à une température plus élevée.

3°. L'addition d'une plus ou moins grande quantité d'azote ou d'hydrogène ou d'acide carbonique à un volume donné d'oxigène, produit, relativement à la combustion du phosphore dans celui-ci au-dessous de 27°, le même effet qu'une diminution de pression. C'est pourquoi le phosphore est lumineux dans l'air : il y brûle lentement, en absorbe l'oxigène et en isole l'azote.

4°. Le phosphore, en vertu de sa force élastique, doit se réduire sensiblement en vapeur, à la température ordinaire, dans tous les gaz qui ne l'attaquent point, par conséquent dans presque tous : aussi, lorsqu'on tient pendant quelque temps un cylindre de phosphore dans une éprouvette pleine de gaz oxigène ; qu'au bout de ce temps on l'en retire, et qu'on fait passer dans celle-ci de l'air, ou de l'hydrogène, ou de l'azote, à l'instant même il se forme dans l'éprouvette un nuage lumineux, blanc, et dû à la combustion du phosphore. Le même phénomène aurait lieu si, le cylindre de phosphore étant mis d'abord en contact avec l'azote, ou l'acide carbonique, ou l'hydrogène, l'on faisait ensuite passer de l'air ou de l'oxigène dans l'éprouvette.

M. Bellani, qui, parmi ces observations, a fait le premier celles qui sont relatives à la diminution de pression, en a conclu, contre l'opinion reçue, que les molécules

d'un même gaz avaient encore une certaine force attractive; que c'était cette force qui s'opposait à ce que l'oxigène, à la température et sous la pression ordinaires, pût s'unir avec le phosphore; qu'on la diminuait en raréfiant le gaz par une moindre pression, et qu'alors la combustion du phosphore pouvait avoir lieu; que l'azote, l'hydrogène, l'acide carbonique, etc., produisaient le même effet ou agissaient de la même manière, parce qu'ils isolaient les molécules de l'oxigène, et qu'ainsi leur action n'était que mécanique. (*Journal de Pharmacie*, t. v, p. 489.) (*a*).

Cependant, si la cohésion n'était pas détruite dans les gaz, il semble qu'ils ne devraient pas se mêler, surtout quand leur densité est très-différente; il semble aussi que si l'action chimique n'entrait pour rien dans le phénomène, tous ceux dans lesquels le phosphore peut se réduire en vapeur devraient être capables d'en opérer également la combustion, mêlés à l'oxigène; et c'est ce qui n'est pas, comme on le verra par le tableau suivant, dont toutes les expériences ont été faites à la température de 17°, et sous la pression de 75 centimètres.

(*a*) J'ai répété plusieurs fois l'expérience numéro 1, et toujours avec succès. Je n'ai point répété celle du numéro 2. Celle du numéro 3 est connue depuis long-temps. J'ai fait un grand nombre de fois celle du numéro 4, et j'ai observé que l'azote extrait de l'air par le phosphore, que l'hydrogène et l'acide carbonique, mis en contact avec un cylindre de phosphore pendant cinq à six heures, à la température de 17°, acquièrent constamment, le cylindre étant retiré, la propriété de devenir lumineux dans l'obscurité lorsqu'on les mêle à un peu d'air ou d'oxigène; que l'hydrogène per-carboné, et l'azote extrait de l'air par un mélange de soufre, de fer et d'eau, ne présentent rien de semblable. Quant à l'oxigène, je n'ai réussi que quelquefois à le rendre lumineux, quoique je le mêlasse tout de suite avec beaucoup d'hydrogène, d'azote ou d'acide carbonique; la lumière n'apparaissait jamais dans tout l'espace occupé par le gaz.

NOMS DES GAZ.	OXIGÈNE, 40. Autre gaz, 200.	OXIGÈNE, 80. Autre gaz, 200.	OXIGÈNE, 120. Autre gaz, 200.	OXIGÈNE, 160. Autre gaz, 200.	OXIGÈNE, 200. Autre gaz, 200.
Oxigène; et hydrogène...........	Combustion totale; lumière vive..........	Combustion totale; lumière qui peu à peu s'accroît........	Combustion lente, qui s'achève en 24 heures..	...... o	...... o ......
Oxigène; acide carbonique........	*idem*...........	*idem*...........	...... o	...... o	...... o ......
Oxigène; protoxide d'azote........	*idem*...........	*idem*...........	...... o	...... o	...... o ......
Oxigène; hydrogène per-carboné..	...... o	...... o	...... o	...... o	...... o ......
Oxigène; azote, extrait de l'air par une pâte faite avec du fer et du soufre.......	...... o	...... o	...... o	...... o	...... o ......
Oxigène; oxide de carbone, provenant du marbre calciné avec le charbon.......	Combustion totale; lumière vive..........	....	...... o	...... o	...... o ......
Oxigène; et air en proportions telles que l'oxigène et l'azote se trouvent dans celles ci-dessus indiquées....	Combustion totale; lumière vive..........	Combustion totale; lumière vive...........	Combustion totale; lumière qui devient bientôt vive.........	Combustion totale; lumière....	Combustion totale; lumière.

Le phosphore brûle encore dans un mélange d'air et d'oxigène tel qu'il y ait 4 d'oxigène et 3 d'azote; l'oxigène finit par être absorbé : au-delà, la combustion est pour ainsi dire insensible; elle n'a plus lieu du tout en ne mêlant avec l'oxigène que la moitié de son volume d'azote.

Si le phosphore à l'état solide n'agit pas, ou n'agit tout au plus que très-lentement sur l'oxigène, il en est tout autrement du phosphore fondu; il absorbe et solidifie ce gaz tout-à-coup; et de là résulte de l'acide phosphorique, beaucoup de chaleur, et un si grand dégagement de lumière que l'œil en est ébloui. En effet, que l'on remplisse de mercure une petite cloche de verre longue et étroite, et que l'on y introduise environ deux grammes de phosphore desséché avec du papier joseph, ce corps étant beaucoup plus léger que le mercure arrivera promptement au haut de la cloche; qu'on le fonde à la lampe à esprit-de-vin ou avec des charbons incandescens, et qu'alors on fasse passer du gaz oxigène bulle à bulle dans la cloche, chaque bulle, aussitôt qu'elle touchera le phosphore, disparaîtra à l'instant même, en frappant les yeux d'un trait de lumière aussi vif que celui d'un éclair. L'on peut encore, lorsqu'on ne veut qu'être témoin de la vive combustion du phosphore, placer à-peu-près 1 gramme de ce corps dans une petite coupelle suspendue à l'une des extrémités d'un fil de fer qui, par l'autre, tient à un bouchon, enflammer le phosphore, et plonger la coupelle dans un grand flacon plein de gaz oxigène.

Outre les acides phosphatique et phosphorique, le phosphore est capable de produire deux autres acides et peut-être deux autres oxides, de sorte qu'il s'unirait en six proportions avec l'oxigène. Ces divers composés ne seront étudiés que lorsque nous traiterons des corps brûlés (299 et 348).

Il possède, d'ailleurs, la propriété de se combiner à un

grand nombre de corps combustibles ; savoir : à l'hydrogène, au soufre, au sélénium, au chlore, à l'iode et à presque tous les métaux. Son union avec le carbone et l'azote est problématique ; celle qu'il pourrait contracter avec le bore n'a point encore été tentée.

Comme le phosphore a une grande action sur l'air, on est obligé de le conserver dans des vases qui ne contiennent aucune portion de ce fluide élastique : pour cela on se sert d'eau bouillie et refroidie sans le contact de l'air atmosphérique ; on met de l'eau dans une bassine avec des flacons à l'émeri ; on porte l'eau à l'ébullition ; on la maintient à ce degré de chaleur pendant sept à huit minutes ; on retire les flacons pleins d'eau ; on les bouche ; quand ils sont froids, on les remplit de phosphore ; on les bouche de nouveau et on les place dans un lieu obscur.

99. *Etat naturel.* — Le phosphore, brûlant avec tant de facilité, ne doit point exister à l'état de pureté dans la nature : aussi, jusqu'à présent, ne l'a-t-on rencontré qu'en combinaison avec d'autres corps ; savoir, d'une part, avec l'oxigène et des oxides métalliques, dans quelques phosphates, particulièrement dans le phosphate de chaux, qui forme en grande partie la base solide des os des animaux ; et, d'une autre part, dans la laitance de carpe, et une partie de la matière cérébrale et des nerfs, substances qui sont composées d'hydrogène, d'oxigène, de carbone, d'azote et de phosphore.

100. *Extraction.* — C'est des os que le phosphore s'extrait, par un procédé que nous décrirons dans l'histoire des *phosphates* (787).

Usages. — Ses usages sont bornés : on ne l'emploie que pour analyser l'air, obtenir quelques produits particuliers dans les laboratoires, et faire des briquets phosphoriques. Ceux-ci ne sont que des tubes de verre que l'on tient bouchés, et qui contiennent du phosphore en partie oxidé.

Leur préparation est fort simple : prenez un tube ou plutôt un petit flacon à l'émeri long et étroit ; remplissez-le presque entièrement de phosphore sec ; exposez-le au-dessus de quelques charbons incandescens, en le saisissant avec une pince, et chauffez-le ainsi jusqu'à ce qu'il se manifeste une légère flamme autour du goulot du flacon, et que, placé entre l'œil et la lumière, le flacon paraisse transparent et rouge ; alors ôtez-le de dessus le feu et bouchez-le. Lorsque vous voudrez vous en servir, vous plongerez dedans une allumette soufrée, vous détacherez par le frottement une parcelle de phosphore, et vous retirerez l'allumette, qui, dans l'air, s'enflammera tout de suite. Si elle ne prenait pas feu, vous n'auriez qu'à la frotter rapidement sur un bouchon de liége, ou, mieux encore, sur du feutre : son inflammation alors serait toujours instantanée. Un corps lisse, tel que le verre, etc., ne produirait pas le même effet. Vous parviendriez encore facilement à enflammer l'allumette en mouillant son extrémité d'un peu de salive avant de la plonger dans le briquet.

Action du phosphore sur l'économie animale. — Le phosphore est un excitant violent et général. A une très-faible dose, ses effets sont prompts, mais de courte durée : il stimule, par exemple, en très-peu de temps les organes de la génération. Les expériences d'Alphonse Leroy sur lui-même, celles de Chenevix et de Pelletier sur des canards et des coqs, que l'âge avait rendus débiles et impuissans, ne laissent aucun doute à cet égard. A une dose trop forte, il donne la mort en déterminant une vive inflammation. Quelques médecins l'ont administré dissous dans l'alcool, l'éther ou les huiles ; d'autres en pilules avec la mie de pain. Dans tous les cas, on en donne tout au plus un grain par jour.

Du Soufre.

101. *Propriétés physiques.* — Le soufre, dont la découverte remonte à l'antiquité la plus reculée, est solide, jaune-citron, très-friable, insipide. Quoique sans odeur, il en prend une légère par le frottement. Un petit choc suffit pour le briser. Lorsqu'on le serre dans la main, ou qu'on l'échauffe un peu, il craque et souvent se rompt. Sa cassure est luisante, et sa pesanteur spécifique de 1,99.

Propriétés chimiques. — Le soufre est un très-mauvais conducteur du fluide électrique : c'est l'un des corps à la surface desquels le frottement développe l'électricité résineuse. Il est doué d'un pouvoir réfringent considérable. Sa fusion a lieu de 107 à 109°. Si, lorsqu'il est fondu, on le laisse refroidir, toutes les parties extérieures se solidifient d'abord; si alors, perçant la croûte supérieure, on décante les parties intérieures qui sont encore liquides, le creuset qui le contient se trouve tapissé d'une foule de cristaux aiguillés et jaunes, dont la forme est très-difficile à déterminer (9). Presque tous les canons de soufre qu'on trouve dans le commerce offrent de semblables cristaux dans le milieu.

Par une fusion prolongée il acquiert des propriétés nouvelles : il change d'aspect, devient rouge-hyacinthe, s'épaissit et contracte la faculté de rester mou long-temps, même après avoir été versé dans l'eau froide. Plusieurs chimistes croient que, dans ce cas, il se combine avec l'oxigène; cette opinion est d'autant moins probable qu'il finit par reprendre sa couleur, sa fragilité, et par revenir enfin au même état qu'auparavant.

La chaleur n'est pas seulement capable de fondre le soufre; elle peut encore le gazéifier. Pour s'en assurer, il suffit de remplir de soufre une cornue de verre aux trois quarts, d'y adapter une allonge dont l'extrémité plonge

dans une capsule ou dans une terrine pleine d'eau; de disposer cette cornue à feu nu, sur un fourneau muni de son laboratoire, et de la chauffer peu à peu : le soufre fondra, deviendra limpide, bouillira, et se réduira, bien au-dessous de la chaleur rouge, en un gaz jaune qui se liquéfiera dans le col de la cornue, coulera dans l'allonge, et de là dans la capsule, où il se figera et cristallisera confusément.

Le soufre est sans action sur l'oxigène à la température ordinaire; mais à un degré de chaleur un peu plus élevé que celui de sa fusion, par exemple, à 150°, il prend feu dans ce gaz, y brûle avec une flamme d'un blanc bleuâtre, et produit, en s'unissant avec lui, du gaz sulfureux dont l'odeur est pénétrante et insupportable. Tout le monde sait que telle est aussi sa manière d'agir sur l'air atmosphérique; et, en effet, celle-ci ne diffère de la précédente qu'en ce qu'elle est moins vive : c'est ce qu'il sera facile de constater en mettant du soufre dans une petite coupelle suspendue à l'extrémité d'un fil de fer, dont l'autre bout sera attaché à un bouchon; le soufre étant enflammé, qu'on le plonge dans un flacon plein d'oxigène, et l'on verra que la combustion deviendra tout-à-coup bien plus active qu'elle n'était d'abord. Par ce moyen, à la vérité, le gaz sulfureux se trouve en grande partie perdu; mais s'agit-il de le recueillir, et même d'en apprécier la quantité, remplissez d'oxigène, sur le bain de mercure, les deux tiers de la capacité d'une petite cloche de verre courbe; portez avec une tige de fer un petit fragment de soufre jusque dans la partie courbe de la cloche, et chauffez le soufre avec la lampe à esprit-de-vin; bientôt une vive combustion aura lieu, le soufre disparaîtra complètement si le gaz oxigène est en grand excès, et vous retrouverez dans la cloche tout le gaz sulfureux mêlé avec l'oxigène excédant. Agitant ensuite le mélange gazeux avec un peu d'eau, vous dissoudrez seulement l'acide sulfureux, de sorte que, pour

reconnaître la quantité de l'acide qui se produit et la quantité d'oxigène absorbé, il ne faudra que mesurer avec soin les différens gaz à toutes les époques de l'opération. Un volume de gaz oxigène ne produit pas tout-à-fait un volume de gaz sulfureux : néanmoins, il ne faut brûler que quelques centigrammes de soufre à la fois, car l'expansion subite du gaz pourrait être assez grande pour briser la cloche.

Indépendamment de l'acide sulfureux, le soufre peut encore produire de l'acide sulfurique, de l'acide hypo-sulfurique et de l'acide hypo-sulfureux; mais ceux-ci ne se forment qu'autant que leurs élémens sont en présence d'un corps pour lequel ils ont de l'affinité, par exemple, de l'eau ou d'un oxide métallique.

Le soufre paraît doué de la propriété de se combiner avec tous les métaux et tous les corps simples non métalliques, le bore et l'azote exceptés. Ces sortes de combinaisons seront examinées par la suite.

102. *État naturel.* — Le soufre est très-répandu dans la nature; il y existe à l'état natif et à l'état de combinaison.

On le trouve, à l'état natif, souvent en masses translucides ou opaques; souvent aussi en petits fragmens disséminés dans différentes espèces de pierres; plus souvent encore en poussière fine, surtout aux environs des volcans; quelquefois enfin en beaux cristaux, dont plusieurs sont d'une transparence parfaite.

Le soufre natif se rencontre particulièrement dans des terrains actuellement ou anciennement volcanisés. Cependant il en existe d'assez grandes quantités dans plusieurs terrains de sédimens, c'est-à-dire, dans des terrains qui proviennent de dépôts formés successivement par les eaux : tels sont ceux des Vals de Noto et de Mazzara en Sicile. Ce soufre forme des bancs horizontaux qui ont depuis 6 décimètres jusqu'à 10 mètres d'épaisseur : c'est là surtout qu'on

observe de beaux cristaux de soufre, remarquables par leur volume et par leur netteté.

Les soufrières ou mines de soufre natif les plus célèbres sont : 1°. celles de la Solfatare près de Pouzzol, dans le territoire de Naples, d'où l'Europe tire, depuis Pline, presque tout le soufre dont elle a besoin; 2°. celles de Sicile; 3°. celles des États de Rome; 4°. celles de l'Islande; 5°. celles de la Guadeloupe; 6°. celles de Quito dans les Cordillières.

Quoique le soufre natif soit commun, le soufre en état de combinaison l'est plus encore; il fait partie de plus de dix sulfates et de dix sulfures métalliques. Parmi ceux-ci nous citerons : le sulfure de fer, qui est une des mines les plus abondantes; les sulfures de plomb, de mercure et d'antimoine, dont on extrait tout le plomb, le mercure et l'antimoine que les arts consomment; le sulfure de cuivre, que l'on exploite pour en retirer le métal; et le sulfure de zinc, connu vulgairement sous le nom de *blende*. Parmi les sulfates, nous ne nommerons que le sulfate de chaux ou la pierre à plâtre, dont il existe des couches très-étendues; et le sulfate double d'alumine et de potasse qui, dans le pays de Rome et à Piombino, forme des collines entières.

Ce ne sont pas là d'ailleurs les seuls composés naturels qui contiennent du soufre. Ce corps combustible se trouve aussi dans les eaux minérales sulfureuses, uni à l'hydrogène. Plusieurs plantes, telles que les crucifères, en renferment également des quantités très-sensibles; il existe même dans quelques matières animales, et c'est à sa présence dans les œufs qu'est due la cause pour laquelle ceux-ci noircissent les vases d'argent, et acquièrent en se putréfiant une odeur infecte.

103. *Extraction.* — Le soufre s'extrait ou des terres avec lesquelles il se trouve mêlé aux environs des volcans, ou des composés qu'il forme avec le fer et avec le cuivre : de

là deux procédés d'extraction. Le premier s'exécute à la Solfatare, près de Pouzzol, de la manière suivante :

On place dix pots ou creusets de terre cuite, cinq d'un côté et cinq de l'autre, d'environ un mètre de hauteur, de vingt litres de capacité, et renflés vers le milieu, dans un long fourneau appelé *galère* (*a*). Les creusets sont tellement disposés dans l'épaisseur même des parois de la galère, que leur ventre déborde en dedans et en dehors, et que leur partie supérieure sort à travers la surface du dôme. Après les avoir remplis de morceaux de mine de la grosseur du poing, on les recouvre d'un couvercle en terre, et l'on adapte, à une ouverture pratiquée à leur partie supérieure et latérale, un tuyau d'environ quatre centimètres de diamètre, qui se rend en s'inclinant dans un autre pot couvert, percé par son fond, et situé au-dessus d'une tinette en bois pleine d'eau. Les choses étant ainsi disposées, l'on chauffe le fourneau; bientôt le soufre fond, se boursouffle, se sublime, tombe, sous forme liquide, dans la tinette, où il se fige; lorsqu'il est entièrement vaporisé, on retire le résidu, on remplit les creusets de nouvelle mine, et l'on procède à une seconde opération. Le soufre obtenu de cette manière est connu sous le nom de *soufre brut* : il n'est point pur; il contient environ $\frac{1}{12}$ de son poids de matière terreuse qu'il a entraînée en se boursoufflant.

(*a*) On appelle *galère* un fourneau long, ordinairement en briques, qui a la forme d'un prisme rectangulaire d'environ 3 à 4 mètres de longueur, 9 à 12 décimètres de largeur, et 7 à 9 décimètres de hauteur, et qui est terminé supérieurement par un demi-cylindre qu'on appelle *dôme*. A l'une de ses extrémités est une porte par laquelle on introduit le combustible; à l'autre est une cheminée plus ou moins élevée. La galère dont il s'agit ici a 22 décimètres de long sur 7 décimètres et demi de haut, et 5 décimètres intérieurement d'une paroi à l'autre.

Il existe aussi des galères qui ne sont que des fourneaux ronds, à réverbère, d'un grand diamètre Les vases contenant la matière que l'on veut chauffer se mettent tout autour; l'on peut ainsi placer 8 à 10 cornues assez grandes.

Autrefois le soufre brut se purifiait en le fondant dans une chaudière de fonte, et le tenant en fusion jusqu'à ce que les matières qui l'altéraient fussent déposées : puisé alors avec une cuiller à projection, il était coulé en cylindres. Non-seulement ce procédé ne débarrassait point le soufre de toutes ses impuretés, mais encore il en résultait une perte assez considérable, due à ce que le dépôt qu'on jetait était très-riche en soufre. Aujourd'hui on le purifie en le distillant dans une grande chaudière en fonte, surmontée d'un chapiteau en maçonnerie, qui communique par une ouverture avec une chambre latérale. La chaudière est placée sur un fourneau tirant bien; elle peut contenir 5 à 600 kilogrammes de soufre, et quoiqu'elle ait 27 millimètres d'épaisseur, elle ne résiste à l'action du soufre que pendant quatre à cinq mois. Indépendamment de l'ouverture par laquelle le chapiteau communique avec la chambre, il en présente une autre qu'on bouche et ferme à volonté, et par laquelle on charge la chaudière, et l'on retire le résidu à la fin de chaque distillation. Quant à la chambre, elle est en maçonnerie et varie en grandeur; des conduits munis de robinets doivent y être pratiqués à fleur du sol, pour porter le soufre liquide au dehors, et sa voûte doit être garnie d'une soupape pour laisser dégager l'air raréfié.

On peut faire à volonté, au moyen de cet appareil, du soufre en masse ou de la fleur de soufre.

Si l'on distille 100 kilogr. de soufre par heure dans une chambre de 64 mètres cubes, on obtiendra du soufre en masse; si la chambre est quintuple, et si l'on suspend l'opération pendant la nuit, on obtiendra de la fleur : c'est que, dans le premier cas, le soufre en vapeur se condensera dans la chambre au point seulement de devenir liquide; au lieu que, dans le second, il s'y solidifiera, et donnera lieu à une poudre extrêmement ténue. Dans celui-ci, on ne le

retirera que par une porte que l'on tient fermée pendant toute l'opération; dans l'autre, il coulera lui-même de la chambre, par les conduits à fleur du sol, dans des moules en bois de sapin, mouillés et égouttés, où il prendra la forme de cylindres : on le verse dans le commerce sous cette forme, et on l'y connaît sous le nom de *soufre en canon*.

Le soufre ne s'extrait pas seulement des terres avec lesquelles il se trouve mêlé aux environs des pays volcanisés, on le retire encore du sulfure de fer au maximum de sulfuration.

De tous les procédés que l'on peut employer, le meilleur à beaucoup près consiste à calciner le sulfure sans le contact de l'air : cependant, il n'est que rarement pratiqué, à raison des obstacles que l'on éprouve à se procurer des vases qui puissent résister à l'action corrosive ou pénétrante du soufre. M. Dartigues, l'un de nos plus habiles manufacturiers, a résolu le premier cet important problême dans un de ses établissemens aux environs de Namur. Les vases dont il se sert et qu'il fabrique sont des cylindres en terre si bons qu'il n'est obligé de les renouveler que de temps en temps. Il en place jusqu'à vingt-quatre dans le même four sur deux rangs qui sont l'un au-dessus de l'autre. Leur position est horizontale, et leur longueur égale à la largeur du four qu'ils traversent. Chacun d'eux contient environ 25 kilog. de sulfure. Tous se chargent par l'une de leurs extrémités qu'on débouche et qu'on ferme à volonté, et la distillation se fait par l'autre, à laquelle se trouve adaptée une allonge qui porte le soufre dans des caisses de bois en partie pleines d'eau et fermées par un couvercle en plomb. Le feu n'est jamais assez fort pour fondre la matière : à la vérité, elle ne fournit que 13 à 14 pour 100 de soufre; mais aussi elle est facile à retirer, point essentiel, puisqu'autrement l'opération ne pourrait être continuée dans

les mêmes vases. Le sulfure, après six heures de calcination, est remplacé par d'autre qui, au bout de ce temps, l'est lui-même à son tour, etc. Ainsi privé d'une partie de son soufre, il se convertit aisément, par le contact de l'air atmosphérique, en sulfate de fer; quelquefois même il prend feu spontanément, comme nous le verrons par la suite (833).

Usages. — Le bas prix du soufre, et la propriété qu'il a de brûler facilement, font qu'on en imprègne l'extrémité des allumettes pour les rendre plus inflammables et se procurer facilement de la lumière. C'est en faisant brûler le soufre, et en exposant la soie et la laine à l'action de l'acide sulfureux qui se produit, qu'on parvient à blanchir parfaitement ces substances. Mêlé au nitre et au charbon, il constitue la poudre à canon. Combiné et sublimé avec le mercure, il forme le cinnabre. Chauffé avec le cuivre dans un four à réverbère, il en résulte une masse qui fournit aux arts une partie du sulfate de cuivre qu'ils consomment. En le fondant dans un creuset avec la potasse, on obtient le foie de soufre. Quelquefois il est employé pour sceller le fer dans la pierre; il l'est surtout dans la fabrication de l'acide sulfurique du commerce.

Enfin la médecine s'en sert à l'extérieur contre les maladies de la peau, et à l'intérieur spécialement contre les maladies chroniques du poumon et des viscères abdominaux. Extérieurement, on l'applique mêlé aux corps gras, tels que le cérat, la graisse de porc; intérieurement on le donne principalement sous forme de pastilles, quelquefois jusqu'à un gros par jour.

Du Sélénium.

103 *bis.* Le sélénium, dont le nom est tiré de *séléné* (la lune), est un corps nouvellement découvert par M. Berzelius, et jusqu'ici très-rare. L'auteur l'a placé parmi les

métaux ; mais comme il ajoute qu'on pourrait, avec tout autant de raison, le mettre au rang des corps combustibles non métalliques, nous avons adopté cette dernière classification, qui nous paraît plus convenable.

Propriétés. — Le sélénium, à la température ordinaire, est solide, sans saveur, sans odeur, très-fragile, cassant comme le verre, et facile à pulvériser. Il n'a que très-peu de tendance à cristalliser : aussi M. Berzélius n'a-t-il pu déterminer la forme de quelques rudimens de cristaux qu'il est parvenu à se procurer dans plusieurs expériences. Le couteau le raye aisément. C'est un mauvais conducteur du calorique et du fluide électrique. Il ne s'électrise point, comme le soufre, par le frottement. Sa pesanteur spécifique est entre 4,30 et 4,32. Fondu et refroidi rapidement, il se prend en une masse opaque, dont la surface est polie et d'un brun très-obscur, et dont la cassure a la couleur du plomb, et en même temps l'aspect vitreux et métallique. Lorsqu'au contraire, après l'avoir fondu, on le laisse refroidir bien lentement, sa surface devient raboteuse, grenue ; elle a toujours l'aspect du plomb, mais elle n'a plus de poli. Dans tous les cas, réduit en poudre, il est d'un rouge foncé. Toutefois, cette poudre s'agglutine par le broiement et devient luisante et grise à la surface.

Exposé à l'action du feu, il ne tarde point à se ramollir ; à 100°, il est demi-liquide ; à quelques degrés au-dessus, sa fusion est complète. Si alors on le retire du feu, il redevient mou ; et si, dans cet état, on l'examine, on trouve qu'il peut se pétrir entre les doigts comme de la cire d'Espagne, et se tirer en longs fils translucides, élastiques, qui paraissent rouges vus par transmission, et qui sont gris et ont le brillant métallique vus par réflexion.

Non-seulement il est facile de fondre le sélénium, mais on peut le faire bouillir sans aucune difficulté. Qu'on le chauffe dans une cornue de verre, et l'on observera que

son ébullition aura lieu au-dessous de la chaleur rouge, et qu'il se transformera en un gaz d'un jaune foncé qui ne tardera point à se condenser dans le col du vase en gouttelettes noires. En élevant assez la température pour faire rendre le gaz dans des récipiens où il puisse se solidifier tout de suite, il en résulte une fumée rouge qui n'est point odorante; elle se dépose en une poudre fine de même couleur, et ressemble, pour la ténuité, à de la fleur de soufre.

Le sélénium n'a d'action sur le gaz oxigène qu'à l'aide de la chaleur, et donne lieu à des produits différens selon le mode d'expérience que l'on suit.

Prenez un ballon; remplissez-le de gaz oxigène; versez-y ensuite un peu de sélénium, et adaptez-y un tube qui communiquera avec une cloche pleine elle-même d'oxigène, sous la pression ordinaire; puis chauffez peu à peu le matras : si le vase n'a que 27 à 28 millimètres de diamètre, le sélénium s'enflammera au moment où il commencera à bouillir, brûlera avec une flamme peu intense, blanche vers la base et verte ou d'un vert bleuâtre à la partie supérieure. Dans ce cas, il se produira de l'acide sélénique qui se sublimera et se condensera en poudre blanche, et tout le sélénium finira par disparaître. L'expérience réussira mieux encore lorsqu'elle sera disposée de manière à diriger un courant de gaz oxigène sur le corps en fusion. On peut aussi la faire assez bien dans une cloche courbe sur le mercure. (*Voyez* 423 *ter.*)

Mais si le ballon a une capacité de quelques litres, le sélénium ne prendra pas feu, s'unira toutefois à l'oxigène; et alors, au lieu d'acide, il se formera un oxide qui restera à l'état de gaz, et dont l'odeur sera analogue à celle des choux pourris. Pourquoi cette différence d'action? M. Berzelius l'attribue à ce que dans le grand vase le sélénium trouve assez d'espace pour se volatiliser et pour se disperser, tandis que c'est tout le contraire dans le petit. Nous

ne nous occuperons d'une manière particulière de l'oxide de sélénium et de l'acide sélénique, qui sont les seuls corps brûlés que le sélénium puisse former, qu'en traitant des oxides et des acides (299 *bis* et 423 *ter*).

L'hydrogène se combine aussi très-bien avec le sélénium : il en est de même du phosphore, du soufre et des métaux. Ces combinaisons seront examinées sous les numéros (187 *ter* et 246 *ter*). Il paraît que M. Berzelius n'a point tenté de l'unir au bore, au carbone, au chlore, à l'iode, ni à l'azote.

Etat naturel. — Le sélénium ne s'est trouvé jusqu'ici que dans deux espèces minérales : l'une est le séléniure de cuivre; l'autre est un minéral que M. Berzelius a appelé *eukairite*, et dont il a retiré, sur 100 : argent, 38,93; cuivre, 23,05; sélénium, 26,00; substances terreuses étrangères, 8,90; perte, 3,12. Le séléniure existe dans la pyrite de Fahlun, et l'eukairite dans une ancienne mine de cuivre abandonnée à Skrickerum, paroisse de Tryserum en Smoland.

Préparation.—C'est dans le soufre, extrait à Fahlun par le grillage des pyrites, que M. Berzelius a rencontré pour la première fois le sélénium. Lorsqu'on se sert de ce soufre pour fabriquer de l'acide sulfurique dans une chambre de plomb, il se dépose sur les parois de celle-ci un sédiment rouge, dont M. Berzelius s'était procuré deux kilogrammes. Ce sédiment est composé de soufre, de sélénium, de mercure, de plomb, d'étain, de fer, de cuivre, de zinc et d'arsenic; en le traitant convenablement, on parvient à en isoler le nouveau corps. Nous ne décrirons point ici les diverses opérations que l'on est obligé de faire pour cela; elles sont si compliquées qu'on ne pourrait pas les comprendre; il n'en sera question qu'à l'article du séléniate de potasse (877 *bis*).

Voy. les Mém. de M. Berzelius, t. IX, p. 160, 225, 337.

Du Chlore.

104. *Historique.* — C'est à Schéele que l'on doit la découverte du chlore : il la fit en 1774. Désigné par lui sous le nom d'*acide marin déphlogistiqué*, il reçut des auteurs de la nouvelle nomenclature, à l'époque de la réformation du langage chimique, celui d'*acide muriatique oxigéné*, et bientôt ensuite, de Kirwan, celui de *gaz oxi-muriatique*, parce qu'on le regardait comme un composé d'oxigène et de l'acide du sel marin, appelé alors *acide muriatique.*

Les principales recherches dont ce corps a été l'objet sont dues à M. Berthollet (*Mémoires de l'Académie des Sciences*), à Guyton-Morveau, à M. Chenevix (*Transactions philosophiques*, 1802), à MM. Gay-Lussac et Thenard (*Recherches physico-chimiques*, t. II), et à M. Davy (*Ann. de Chimie*, tomes LXXVI et LXXIX).

M. Berthollet en fit une étude particulière, et créa un art aujourd'hui généralement pratiqué, l'art de blanchir les toiles par le chlore. Guyton-Morveau s'en servit pour désinfecter l'air. M. Chenevix chercha le premier à déterminer la proportion des principes de l'acide muriatique oxigéné. MM. Gay-Lussac et Thenard tirèrent de leurs expériences cette conséquence importante : que l'acide muriatique oxigéné, qui jusqu'alors avait été regardé comme un corps composé, pouvait être considéré comme un corps simple, et que tous les phénomènes qu'il présentait s'expliquaient très-bien dans cette hypothèse. M. Davy, dix-huit mois après que nous l'eûmes énoncée, l'adopta exclusivement.

Enfin, presque tous les chimistes la préfèrent maintenant à l'ancienne, surtout depuis la découverte de l'iode, corps qui a la plus grande analogie avec le chlore.

104 *bis. Propriétés physiques.* — Le chlore, ainsi nommé à cause de sa couleur, est un gaz jaune-verdâtre, dont la saveur et l'odeur sont désagréables, fortes et tellement ca-

ractérisées, qu'elles permettent de le reconnaître toujours avec facilité. Sa pesanteur spécifique est de 2,4216 (113). La flamme des bougies qu'on plonge dans ce gaz pâlit d'abord, rougit, et ensuite disparait.

Le chlore bien sec n'a encore pu être ni liquéfié, ni à plus forte raison solidifié par un abaissement de température; il résiste à un froid de 50°; il faut qu'il soit humide pour se congeler : alors sa congélation a même lieu au-dessus de zéro.

Soumis à une excessive chaleur, il n'éprouve aucune altération : c'est ce que l'on démontre en adaptant une cornue de verre où ce gaz est produit, à l'extrémité d'un tube de porcelaine qui traverse un fourneau plein de charbon, et alimenté d'air par un bon soufflet; le gaz sort du tube, possédant les mêmes propriétés qu'en y entrant; on peut le recueillir sur l'eau, au moyen d'un petit tube recourbé.

Dissous dans l'eau et placé dans le courant du fluide de la pile voltaïque, il se rend, avec l'oxigène de l'eau décomposée, au pole positif, tandis que l'hydrogène de celle-ci se rend au pole négatif.

Gazeux, il n'a d'action à aucune température sur l'oxigène lui-même à l'état de gaz; mais il en est tout autrement quand l'un d'eux est sous forme de gaz naissant : aussi existe-t-il deux oxides et deux acides qui ont le chlore pour radical (300 et 424).

105. De son contact avec le gaz hydrogène résultent des phénomènes remarquables que nous devons faire connaître dès à présent.

Premièrement : lorsqu'on met, à la température ordinaire, un mélange de chlore et de gaz hydrogène dans un lieu parfaitement obscur, il n'éprouve aucune espèce d'altération, même dans l'espace d'un grand nombre de jours; mais si, à cette température, on l'expose à la lumière dif-

fuse, peu à peu l'hydrogène et le chlore se combinent à parties égales, et se transforment en un composé gazeux, incolore, fumant à l'air, dont le volume est le même que celui des deux gaz qui le constituent. Nous connaîtrons ce composé par la suite sous le nom de *gaz hydro-chlorique* (455). L'expérience se fait de la manière suivante : On prend un flacon et un ballon à long col, d'une égale capacité; on use le col du ballon sur la tubulure du flacon, de manière qu'il s'y adapte exactement; ensuite on sèche ces deux vases, et on les remplit, savoir : le flacon de chlore sec, et le matras de gaz hydrogène également sec. Pour remplir le flacon de chlore, on met dans une cornue de verre les matières propres à produire ce gaz (*voy.* plus bas, art. *Préparation*); on place cette cornue sur un fourneau; on adapte à son col, par le moyen d'un petit tube de verre, un autre tube de verre d'environ 14 millimètres de diamètre, long de 5 à 6 décimètres, et rempli de fragmens de chlorure de calcium; enfin, à l'extrémité de ce tube, dont la position doit être horizontale ou peu inclinée, on en adapte un autre d'un petit diamètre, courbé à angle droit de manière que l'une de ses branches puisse pénétrer jusqu'au fond du flacon. (*La figure* 2, *planche* XXII, *représenterait parfaitement cet appareil si le tube* DD' *était coupé en* D', *et plongeait au fond d'un flacon*). L'appareil étant ainsi disposé, on chauffe peu à peu la cornue; le chlore se dégage; il traverse le chlorure de calcium, se dessèche, arrive au fond du flacon, et en chasse l'air dans l'espace de cinq à six minutes, en supposant que la capacité du flacon soit au plus d'un demi-litre : alors on bouche le flacon, après en avoir retiré peu à peu le tube.

Les moyens que l'on emploie pour remplir le ballon de gaz hydrogène sec ne diffèrent en rien des procédés ordinaires; ils consistent à remplir le ballon de mercure, et

à y faire passer du gaz hydrogène desséché par la chaux, jusqu'à ce qu'il en soit plein.

Le flacon et le matras ayant été ainsi remplis des deux gaz que l'on veut mettre en contact l'un avec l'autre, on débouche le flacon, on introduit dans son goulot le col du matras, et on l'entoure de mastic fondu pour s'opposer à la sortie des gaz ou à l'introduction de l'air. Bientôt le gaz hydrogène et le chlore se mêlent intimement, quoique leur pesanteur spécifique soit très-différente. Lorsque leur décoloration est complète, ce qui a lieu au bout de quelques jours, on en conclut que l'expérience est terminée. Cependant nous devons dire ici que, pour décolorer complétement le mélange, il est nécessaire de l'exposer, au bout du second ou du troisième jour, pendant un quart d'heure ou une demi-heure, à l'action directe des rayons solaires.

Deuxièmement : que l'on expose un mélange de chlore et d'hydrogène à l'action directe des rayons solaires, il s'enflammera et détonnera tout-à-coup; la détonnation sera subite et très-forte, dans le cas même où le mélange ne sera que d'un demi-litre : d'ailleurs, il se transformera entièrement en gaz hydro-chlorique, comme dans l'expérience précédente, s'il est formé de parties égales de ces deux gaz; il s'y transformerait seulement en partie si l'un des gaz était en excès par rapport à l'autre. Pour faire l'expérience, adaptez, comme nous venons de le dire tout-à-l'heure, un ballon plein de gaz hydrogène à un flacon plein de chlore; placez ces vases dans un lieu obscur pendant environ une demi-heure, et retournez-les de temps en temps sens dessus dessous, pour permettre au mélange de se faire. Alors exposez-les à l'action directe des rayons solaires; mais prenez-vous-y de manière à être à l'abri de tout danger : il y en aurait beaucoup à tenir l'appareil au moment où il est frappé par les rayons solaires, parce qu'il se brise instan-

tanément, tant la réaction est prompte et la détonnation forte; c'est pourquoi il faut le disposer de telle sorte qu'il puisse être éclairé à volonté, sans le toucher, par une lumière diffuse ou directe.

L'expérience réussirait également bien en faisant passer sur l'eau l'hydrogène et le chlore dans un flacon, le bouchant et l'exposant au soleil : c'est même ainsi qu'on la fait le plus souvent.

Troisièmement: soumettez un mélange de chlore et d'hydrogène à une chaleur rouge; il s'enflammera et détonnera encore comme précédemment : c'est ce que l'on prouvera en remplissant une éprouvette de parties égales de ces deux gaz dans la cuve à eau, et y plongeant une bougie allumée; à l'instant même la réaction aura lieu, et l'on verra apparaître des fumées blanches dans l'air, signe de la formation du gaz hydro-chlorique. A 200°, l'inflammation aurait encore lieu; mais une température de 100° ne la produirait pas.

Comment expliquer ces divers phénomènes ? Nous venons de voir que le chlore et l'hydrogène n'avaient d'action l'un sur l'autre qu'à une température élevée. Mais nous savons que la lumière, en se combinant avec les molécules des corps, peut agir sur eux, dans quelques circonstances, comme une chaleur rouge : par conséquent, le mélange d'hydrogène et de chlore, frappé par les rayons solaires, pourra détonner, tandis que, plongé dans l'obscurité, il ne sera point possible qu'il éprouve d'altération. Reste actuellement à concevoir pourquoi la lumière diffuse est capable de produire une action lente : c'est que sans doute cette lumière n'agit d'abord que sur la couche extérieure ou celle qui est immédiatement en contact avec la paroi du vase, c'est-à-dire, que tous les rayons capables de produire l'action chimique sont absorbés par cette couche, en telle sorte qu'il n'en arrive point ou que peu à la seconde couche, et à plus forte raison au centre.

Quoi qu'il en soit, il suit évidemment de ce qui précède que le chlore a beaucoup d'affinité pour l'hydrogène : cette affinité est telle, en effet, qu'il enlève ce corps à tous les autres, en donnant toujours lieu à de l'acide hydro-chlorique. Voilà pourquoi il décompose tous les gaz hydrogénés ; qu'il détruit toutes les couleurs végétales et animales, et l'encre même ; qu'il détruit également les miasmes ou les germes putrides qui existent quelquefois dans l'air ; enfin qu'il entretient pendant quelque temps la combustion des bougies. (*Voyez*, pour plus de détails, l'*action du chlore sur les substances végétales et animales*, 1279.)

L'hydrogène n'est pas le seul corps combustible avec lequel le chlore se combine ; il s'unit encore au phosphore, au soufre, à l'iode, à l'azote, à tous les métaux, assez souvent même avec dégagement de lumière. Les composés qui en résultent ne seront examinés que plus tard (188 et 247).

L'eau en dissout, à la température de 20°, et sous la pression de $0^m,76$, une fois et demie son volume. (*Voyez* plus loin, art. *Préparation.*)

Etat naturel. — Le chlore existe dans la nature en très-grande quantité, mais toujours uni à d'autres corps. Les composés dont il fait partie sont les chlorures de sodium, de cuivre, d'argent, et les hydro-chlorates de soude, de potasse, de chaux, de magnésie et d'ammoniaque.

Préparation. — C'est de l'acide hydro-chlorique qu'on l'extrait. Pour cela, on prend 1 partie de peroxide de manganèse bien pulvérisé, et 5 à 6 parties d'une dissolution concentrée d'acide hydro-chlorique dans l'eau (674) ; on les introduit dans un matras dont la capacité doit être à-peu-près le double du volume de ces deux substances ; on adapte à son col un tube recourbé propre à recueillir les gaz ; on place le matras sur un fourneau, et on engage l'extrémité du tube sous l'entonnoir renversé d'une cuve

pleine d'eau. Alors on met quelques charbons allumés sous le matras, et bientôt le dégagement du chlore a lieu ; on le recueille dans des flacons pleins d'eau, quand tout l'air des vases est chassé, ou quand le gaz qui se dégage est entièrement soluble dans une dissolution aqueuse de potasse. 60 grammes d'oxide de manganèse peuvent fournir plusieurs litres de chlore. La théorie de cette opération est fort simple : l'acide hydro-chlorique se partage en deux parties : l'une, par son hydrogène, ramène le peroxide à l'état de protoxide, et l'autre s'unit à celui-ci : indépendamment du chlore, l'on doit donc obtenir de l'eau et un hydro-chlorate de protoxide, et c'est, en effet, ce que prouve l'expérience.

Pour se procurer le chlore, l'on peut encore se servir d'un mélange de sel marin ou proto-chlorure de sodium, d'acide sulfurique étendu d'eau, et de peroxide de manganèse : ce procédé est même souvent préféré à l'autre. On prend 1 partie de peroxide de manganèse, 4 de sel, 2 d'acide sulfurique concentré, et 2 d'eau qu'on mêle avec l'acide. Le sel et l'oxide, après avoir été pilés ensemble dans un mortier de fer ou de cuivre, sont introduits dans un matras d'une capacité à-peu-près double du volume de ces quatre substances ; le matras reçoit un tube recourbé, et l'opération est conduite comme la précédente : il en résulte du chlore qui se dégage, du proto-sulfate de sodium, et du proto-sulfate de manganèse qui restent dans le matras. Ainsi l'on peut admettre qu'une partie de l'eau est décomposée ; que son oxigène porte le sodium à l'état de protoxide, et que son hydrogène ramène le peroxide de manganèse à ce même état d'oxidation ; ou que l'eau qui se décompose fait passer d'abord le sel marin (chlorure de sodium) à l'état d'hydro-chlorate de protoxide ; que cet hydro-chlorate cède son oxide à l'acide sulfurique, et qu'alors l'acide hydro-chlorique agit sur le peroxide de

manganèse, comme nous venons de le dire plus haut; ou enfin que l'oxigène du peroxide s'unit directement au sodium. Peut-être ces trois effets ont-ils lieu en même temps. Dans tous les cas, les protoxides de sodium et de manganèse s'unissent à l'acide sulfurique, et de là les deux sulfates qui se produisent dans l'opération; de là également le chlore qui se dégage, puisque, séparé du sodium, il est mis en liberté, et n'est plus retenu par aucun corps qui puisse le fixer. Ce qu'il y a de certain aussi, c'est que si l'on n'étendait pas l'acide sulfurique d'eau, le gaz qui se dégagerait ne serait presque formé que d'acide hydro-chlorique, phénomène qui ne s'explique bien que dans la seconde supposition; car il prouve que non-seulement l'eau est décomposée, mais qu'elle est nécessaire pour retenir l'acide hydro-chlorique à mesure qu'il se forme, et pour lui donner le temps d'agir sur le peroxide de manganèse.

Solution de chlore dans l'eau. — Cette solution se prépare dans l'un des trois appareils (planche VI). On met dans le ballon ou la cornue les matières propres à laisser dégager du chlore, savoir : un mélange de quatre parties de sel marin, d'une partie de peroxide de manganèse, de deux parties d'acide sulfurique concentré, et de deux parties d'eau, en se conformant à ce qui vient d'être dit à cet égard. On remplit presque entièrement les flacons d'eau, et l'on a soin, pour éviter d'être incommodé par la portion de chlore qui arrive jusqu'à l'extrémité de l'appareil, de verser dans le dernier flacon une certaine quantité de chaux éteinte ou de potasse, ou bien de le terminer par un tube qui se rend hors du laboratoire : alors on met quelques charbons incandescens dans le fourneau, de telle sorte que le gaz se dégage lentement; sans quoi, comme il est peu soluble, on en perdrait beaucoup. Un kilogramme de sel est bien plus que suffisant pour saturer de chlore dix à douze litres d'eau. L'opération dure plusieurs heures; elle

est terminée lorsque, malgré l'élévation de température, il ne se dégage presque plus de gaz. (*Voyez* plus haut la théorie.)

Dans les arts où l'on a besoin d'une grande quantité de chlore, l'on ne se sert point de flacons pour contenir l'eau dans laquelle on doit le dissoudre; on emploie de grandes cuves en pierre, doublées de mastic; on fait arriver le chlore en gaz à la partie inférieure de la cuve, sous une gouttière renversée, qui s'élève jusqu'au couvercle en serpentant et en faisant un grand nombre de circuits; les points de contact devenant ainsi bien plus nombreux, la combinaison se fait bien plus facilement, et il n'y a tout au plus qu'une très-petite quantité de gaz qui puisse échapper à l'action dissolvante de l'eau : néanmoins, comme ce gaz, en se renouvelant sans cesse, pourrait incommoder, on le reçoit dans un entonnoir renversé et placé au-dessus de l'extrémité supérieure de la gouttière, et on le porte au-dehors de l'atelier par un long tube adapté au bec de l'entonnoir. En opérant de cette manière, le liquide inférieur doit être bien plus tôt saturé que le liquide supérieur : aussi, lorsqu'on a besoin de chlore liquide, se sert-on de préférence de celui qui est au fond de la cuve. On le retire par un siphon, et on le remplace par une égale quantité d'eau. (*Voyez*, pour plus de détails, les *Elémens de teinture*, par MM. Berthollet, 1er volume, pag. 220.)

La solution du chlore dans l'eau a l'odeur, la saveur et la couleur du chlore gazeux; elle agit de la même manière sur la teinture de tournesol, et sur toutes les couleurs végétales et animales. Exposée à une température de deux à trois degrés au-dessus de zéro, et, à plus forte raison, à une température inférieure, il s'y produit des cristaux en lames d'un jaune foncé, qui sont formés de beaucoup moins d'eau et de beaucoup plus de chlore que la solution même : c'est pourquoi, lorsque l'on fait passer du chlore

à travers l'eau à cette température, il y en a beaucoup plus d'absorbé qu'à une température plus élevée, à tel point que la liqueur finit par se prendre en masse, et que cette masse, lorsqu'elle vient à se liquéfier, fait une effervescence assez considérable, due à l'excès du gaz qui se dégage. Enfin la grande affinité du chlore pour l'hydrogène fait que, dissous dans l'eau, il décompose tous les corps hydrogénés aussi bien que s'il était gazeux. Il décompose même l'eau, soit par l'influence des rayons solaires, soit à l'aide de la chaleur rouge, et donne lieu, dans les deux cas, à la production d'une certaine quantité d'acide hydrochlorique, et à un dégagement de gaz oxigène. D'après cela, il faut tenir la solution de chlore dans un lieu obscur, car la lumière diffuse finit aussi par en opérer la décomposition (273).

Usages. — Le chlore, dissous dans l'eau, sert à blanchir les toiles de coton, de lin et de chanvre, les estampes, la pâte du papier; on l'emploie également pour enlever les taches d'encre, etc., pour désinfecter l'air corrompu par des miasmes de nature végétale ou animale. (*Voyez* les art. *Blanchiment* et *Fumigation.*)

Action sur l'économie animale. — Lorsqu'on respire le chlore, même mêlé avec beaucoup d'air, il provoque la toux, cause un sentiment de strangulation, resserre la poitrine, et produit un véritable rhume de cerveau. Si on le respirait en trop grande quantité, il déterminerait un crachement de sang, et finirait par faire périr au milieu de douleurs très-vives. Cependant on doit le prescrire quelquefois en médecine : c'est le seul agent dont l'on puisse faire usage avec succès contre les asphyxies par l'hydrogène sulfuré (433). Quelques médecins l'ont administré intérieurement à l'état liquide. Il est bon de s'en frotter les mains, le matin et le soir, lorsqu'on habite des lieux où se développent sans cesse des miasmes de nature végétale ou

animale; il adhère à ces organes, et l'on se trouve exposé pendant tout le jour à une faible émanation de ce gaz. (Voy. *Fumigation.*)

De l'Iode.

106. L'iode a été découvert en 1813 par M. Courtois; mais c'est à M. Gay-Lussac que nous devons la connaissance de la plupart de ses propriétés : en effet, il en a écrit l'histoire presque complète d'après ses expériences, et a prouvé, le premier, que ce nouveau corps avait une grande analogie avec le chlore et pouvait être regardé comme simple. (*Ann. de Chimie*, t. XCI.)

Propriétés physiques. — L'iode est solide à la température ordinaire. Sa forme est lamelleuse, son éclat métallique, sa tenacité très-faible, sa couleur bleuâtre, ce qui lui donne l'apparence de la plombagine ou du carbure de fer. Sa pesanteur spécifique est de 4,946 à la température de 16°,5. Il a une odeur analogue à celle du chlore ou plutôt du chlorure de soufre. Il possède à un haut degré les propriétés électriques du gaz oxigène : aussi, lorsqu'on soumet une dissolution d'acide hydriodique (hydrogène iodé) à l'action de la pile, l'iode se porte-t-il du côté positif, et l'hydrogène du côté négatif.

Appliqué sur la peau, il la colore en jaune : cette couleur disparaît à mesure qu'il se gazéifie.

Propriétés chimiques. — L'iode entre en fusion à 107°, et en ébullition à environ 175° : cependant, en raison de sa tension, il se vaporise dans l'eau bouillante. Sa vapeur, dont la densité a été trouvée de 8,695 par le calcul, est toujours d'un beau violet : c'est ce qu'il est facile de prouver en le chauffant d'une manière quelconque, soit comme nous venons de le dire, soit dans un ballon, ou en le projetant sur des charbons incandescens. Voilà pourquoi M. Gay-Lussac a proposé de lui donner le nom qu'il porte,

nom tiré de ἰώδης, *violaceus*, qui ressemble à la violette.

On ne saurait le combiner avec l'oxigène à l'état gazeux; mais il s'unit avec l'oxigène à l'état de gaz naissant, et forme un acide que nous appellerons *acide iodique*.

Son affinité pour l'hydrogène paraît être très-grande; il l'enlève à un grand nombre de corps, et l'absorbe à l'état gazeux lorsque la température est élevée : de là résulte, dans tous les cas, un produit fort remarquable, un nouvel acide formé seulement d'hydrogène et d'iode : nous le désignerons par le nom d'*acide hydriodique*, pour le distinguer du précédent, qui est composé d'iode et d'oxigène.

Parmi les autres corps simples non métalliques, il s'unit encore avec le soufre, le phosphore, le chlore, l'azote; il s'unit également à presque tous les métaux : ces divers composés ne seront examinés que par la suite (188 *bis* et 248).

Etat naturel, préparation. — L'iode se rencontre dans le plus grand nombre des *fucus* qui croissent sur les bords de la mer, et de plus, suivant M. Fife, dans les éponges : jusqu'ici on l'a vainement cherché ailleurs. (*Ann. de Chimie*, t. XII, p. 405); c'est des eaux-mères de la soude de vareck qu'on l'extrait. Il paraît, d'après M. Gaultier de Claubry (*Ann. de Chimie*, t. XCIII, p. 75), que ces eaux, que l'on se procure en brûlant les différens fucus qui croissent abondamment sur les bords de la mer en Normandie, etc., lessivant la cendre, concentrant la liqueur à plusieurs reprises, jusqu'à ce qu'enfin elle refuse de cristalliser, renferment ce nouveau corps uni à l'hydrogène et à la potasse, ou à l'état d'hydriodate.

Quoi qu'il en soit, on l'obtient en versant un excès d'acide sulfurique concentré dans ces eaux, et en faisant bouillir peu à peu la liqueur dans une cornue de verre munie d'un récipient : l'acide sulfurique s'empare de la base de l'hydriodate et de l'hydrogène de l'acide hydriodique, de sorte qu'il en résulte du sulfate de potasse, de

l'eau, de l'acide sulfureux et de l'iode; celui-ci se vaporise sous forme de vapeurs violettes très-belles, passe dans le récipient avec une certaine quantité d'acide, et s'y condense dans cet état en lames cristallines qui ont l'aspect du carbure de fer (*a*). Pour le purifier, il faut le laver, le mêler avec de l'eau contenant un peu de potasse et le distiller de nouveau. Lorsqu'il s'agit ensuite de l'avoir sec, on le presse entre deux feuilles de papier à filtrer, qu'on renouvelle autant qu'il est nécessaire; enfin on l'introduit dans un tube fermé par un bout, on le comprime et on le fond.

Nous pensons que l'on pourrait substituer avec avantage, au procédé que nous venons d'indiquer, celui qui a été recommandé par M. Wollaston, et qui ne diffère du précédent qu'en ce que l'on introduit dans la cornue une certaine quantité de peroxide de manganèse, aussitôt que l'effervescence qui se manifeste d'abord est passée : cet oxide cédant très-facilement une partie de son oxigène à l'hydrogène de l'acide hydriodique, l'opération se termine en peu de temps.

Usages. L'iode ne s'emploie que dans les laboratoires. Suivant M. Orfila, il détermine l'ulcération de la membrane muqueuse et la mort, à la dose d'un gros à un gros et demi.

De l'Azote.

107. *Etat naturel, historique.* — Quoique l'azote forme pour ainsi dire les $\frac{4}{5}$ du volume de l'atmosphère, qu'il entre dans la composition de plusieurs matières végétales et de

(*a*) Comme il existe dans les eaux-mères de soude de vareck que l'on vend à Paris, outre l'hydriodate de potasse, des nitrates et hydro-chlorates de potasse et de soude, et que ces deux derniers genres de sels cèdent aussi leurs bases à l'acide sulfurique, leurs acides deviennent nécessairement libres. Mais comme ceux-ci, d'autre part, se décomposent réciproquement en donnant lieu à de l'eau, à du chlore et à du gaz acide nitreux qui est rouge, il s'ensuit qu'en se servant de ces eaux, il doit se produire d'abord une assez forte effervescence et des vapeurs rutilantes : c'est ce qui arrive en effet.

la plupart des matières animales, que ce soit l'un des élémens des nitrates de potasse, de chaux, de magnésie, qui existent dans tous les lieux humides et habités par les animaux, il n'est connu que depuis 1775. La découverte en est due à Lavoisier; il la fit quelque temps après que Priestley eut découvert le gaz oxigène. Ayant soumis l'air à l'analyse, il le trouva principalement formé d'oxigène et d'azote; résultat des plus remarquables, qui, en jetant une vive lumière sur la cause encore inconnue d'une foule de phénomènes, a eu une influence prodigieuse sur les progrès de la chimie.

Quelques chimistes l'ont appelé successivement *alcaligène, nitrogène, mofette atmosphérique, septone, air vicié*.

Propriétés. — L'azote pur est toujours gazeux, sans couleur, sans odeur, sans saveur; il éteint les corps en combustion; sa pesanteur spécifique est de 0,9757.

La chaleur le dilate; le froid le condense, mais sans le faire changer d'état. Son pouvoir réfringent est faible. Gazeux, il est sans action sur le gaz oxigène à toute sorte de température. Cependant on sait qu'il existe des combinaisons d'oxigène et d'azote, et qu'il en existe même cinq; mais c'est en employant des moyens dont il sera question par la suite qu'on parvient à les faire; c'est surtout en présentant l'un à l'autre ces deux corps à l'état de gaz naissant : aussi le gaz oxigène et le gaz azote n'éprouvent point de contraction par leur contact; ils ne peuvent tout au plus que se mêler; leur mélange a lieu en toutes proportions : l'un de ces mélanges, fait avec 79 parties de gaz azote et 21 de gaz oxigène, plus un peu de vapeur d'eau et de gaz acide carbonique, constitue l'air atmosphérique.

Indépendamment de l'oxigène, il y a six autres corps simples qui peuvent s'unir à l'azote : ce sont l'hydrogène, le carbone, le chlore, l'iode, le potassium et le sodium : il n'en sera question que par la suite (189 et 249 *bis*).

Extraction. — C'est de l'air qu'on extrait le gaz azote : à cet effet, l'on met 2 à 3 grammes de phosphore dans un têt placé à la surface de l'eau; on l'enflamme, et l'on recouvre ce têt d'une grande cloche de verre pleine d'air. Une combustion vive a lieu; il se produit des vapeurs très-épaisses d'acide phosphorique, qui ne tardent point à se dissoudre; l'eau remonte, et le phosphore s'éteint.

Comme le gaz qui reste contient encore un peu d'oxigène, il faut achever d'absorber celui-ci, et c'est à quoi l'on parvient en plaçant dans la cloche quelques cylindres de phosphore adaptés à l'extrémité de tubes creux de verre, et les y laissant pendant plusieurs heures, ou plutôt jusqu'à ce qu'ils ne répandent plus de vapeurs ou qu'ils ne soient plus lumineux dans l'obscurité. Cela ne suffit pas encore; car, si le phosphore absorbe l'oxigène de l'air, il n'absorbe pas l'acide carbonique : de là la nécessité de faire passer tout le gaz de la cloche dans des flacons pleins d'eau, de les remplir presqu'entièrement, d'y introduire un peu de potasse solide, de les boucher, et de les agiter pendant quelques minutes. La potasse se dissout et s'empare tout-à-coup de l'acide carbonique; elle a même l'avantage de s'emparer aussi d'une petite quantité de vapeur de phosphore que pourrait retenir le gaz azote, de sorte que l'on est bien certain qu'après toutes ces opérations, celui-ci reste parfaitement pur.

Usages. — L'azote est sans usages dans les arts et la médecine. Il est employé dans les laboratoires, mais quelquefois seulement pour faire agir des corps les uns sur les autres sans le contact de l'air. Ses fonctions dans la nature sont, au contraire, des plus importantes, puisque les matières animales et végétales ne diffèrent entre elles, qu'en ce que les premières contiennent de l'azote, et que les secondes n'en contiennent pas; et que, par conséquent, si un animal ne recevait pas d'azote, il finirait par s'épuiser et périr.

De l'Air atmosphérique.

107. Supposons qu'il n'y ait ni force attractive ni force répulsive; que tous les élémens du globe soient mêlés, et que, dans cet état de choses, l'attraction et le calorique soient créés; tout-à-coup les divers élémens agiront les uns sur les autres, et tendront à se combiner. Trois sortes de corps prendront naissance : les uns seront solides, les autres liquides et les autres gazeux. Les solides occuperont le centre du globe; les liquides en occuperont la surface et en rempliront les fissures; ceux qui seront gazeux formeront autour des précédens une couche plus ou moins épaisse; cette couche ne sera que ce que nous désignons sous le nom d'*atmosphère*, et le fluide qui la composera sera le fluide ou air atmosphérique. D'après cela, l'air atmosphérique doit donc contenir tous les corps qui ont la propriété d'être à l'état de gaz à la température ordinaire, excepté ceux qui peuvent être rendus solides ou liquides en entrant dans quelques combinaisons.

107 *bis*. *Historique.* — Les anciens, à la tête desquels on doit placer Aristote, regardaient l'air comme un élément. Ce furent les expériences de Jean Rey, médecin, né à Bugue, en Périgord, expériences publiées en 1630, qui mirent sur la voie de sa décomposition.

Brun, apothicaire à Bergerac, ayant trouvé que l'étain augmentait de poids dans la calcination, en demanda la cause à Jean Rey : celui-ci, après avoir répété et varié les expériences de Brun, répondit que cette augmentation de poids était due à une absorption d'air; réponse d'autant plus hardie, qu'on s'imaginait alors que l'air n'était point pesant. « Je responds et soustiens glorieusement que ce surcroît » de poids vient de l'air, qui dans le vase a esté espessi, » appesanti, et rendu aucunement adhésif, par la véhé-

» mente et longuement continuée chaleur du fourneau;
» lequel air se mesle avecque la chaux (à ce aydant l'agi-
» tation fréquente), et s'attache à ses plus menues parties:
» non autrement que l'eau appesantit le sable que vous jettez
» et agitez dans icelle, par l'amoitir et adhérer au moindre
» de ses grains. J'estime qu'il y a beaucoup de personnes
» qui se fussent effarouchées au seul récit de cette responce,
» si je l'eusse donnée dès le commencement, qui la rece-
» vront ores volontiers, estant comme apprivoisées et ren-
» duës traitables par l'évidente vérité des essays précédens.
» Car ceux sans doubte de qui les esprits estaient préoc-
» cupés de cette opinion que l'air était léger, eussent bondi
» à l'encontre. Comment (eussent-ils dit) ne tire-t-on du
» froid le chaud, le blanc du noir, la clarté des ténèbres,
» puisque de l'air, chose légère, on tire tant de pesanteur?»
(Voyez *Essai* de Jean Rey, avec des notes de Gobet, pag. 66.) Quoique Jean Rey s'exprime d'une manière si positive, il paraît que, pendant près d'un siècle et demi, les idées neuves et fécondes que renferme son ouvrage furent comme ensevelies dans l'oubli. Il était réservé à Bayen de les en tirer. Bayen, par ses belles expériences sur la calcination du mercure, ayant été conduit à présumer, sans connaître toutefois les écrits de Jean Rey, que les métaux augmentaient de poids pendant la calcination, et que cette augmentation était due à l'absorption de l'air, fut la cause qu'on se rappela que ce savant physicien, un siècle et demi auparavant, avait dit et prouvé la même chose. Mais il restait à découvrir si l'air était absorbé tout entier par les métaux qu'on calcinait. A cette découverte s'en rattachaient une foule d'autres : c'est ce que prévit Lavoisier, et c'est ici que commencent ses grands travaux. Il prouva, par des expériences multipliées et à l'abri de toute objection, qu'il n'y avait qu'une partie de l'air absorbée par les métaux; que l'air était composé au moins de deux fluides, de gaz

oxigène et de gaz azote; que l'oxigène était le seul que les corps combustibles absorbaient. Il examina successivement les produits de toutes les combustions, analysa avec une rare sagacité tous les phénomènes que chacune d'elles présentait, et parvint, dans l'espace de quelques années, à fonder une théorie toute nouvelle, théorie que toutes les découvertes ultérieures n'ont fait que consolider. Un autre chimiste non moins illustre s'occupait en même temps que lui de l'analyse de l'air, et parvenait, de son côté, aux mêmes résultats : c'était Schéele, qui eût partagé avec Lavoisier la gloire d'avoir créé la théorie moderne, si une mort prématurée ne l'eût enlevé aux sciences. Lavoisier admit 27 à 28 parties d'oxigène dans l'air : Schéele en admit plus encore. Ces deux quantités sont trop fortes; l'air est par-tout formé de 21 d'oxigène, 79 d'azote, et de quelques atomes d'acide carbonique et d'eau, comme le démontrent les expériences de Cavendish et de M. Davy en Angleterre, de M. Berthollet en France et en Egypte, de M. de Marty en Espagne, de Beddoez sur de l'air rapporté de la côte de Guinée, et surtout celles de MM. de Humboldt et Gay-Lussac à Paris; et de M. Gay-Lussac sur de l'air pris à 6900 mètres au-dessus de la terre, dans une ascension aérostatique. Depuis quinze ans qu'on a fait l'analyse exacte de l'air, le rapport de l'oxigène à l'azote n'a point changé. Restera-t-il le même ? Tant de causes sans cesse renaissantes peuvent le troubler, qu'on serait tenté de se prononcer pour la négative. Ces causes prennent surtout leur source dans la respiration et dans la combustion. Ces deux phénomènes ne peuvent avoir lieu sans qu'une portion de l'oxigène de l'air ne soit absorbée. A la vérité, les végétaux, pendant l'acte de la végétation et par l'influence de la lumière, versent sans cesse de l'oxigène dans l'air; de sorte que, si ce fluide en cède à certains corps, il en reçoit de quelques autres; mais y a-t-il compensation? En

supposant qu'elle n'ait pas lieu, ce qui est possible, la quantité d'oxigène ira-t-elle en diminuant ou en augmentant? C'est une grande question dont on ne pourra avoir la solution qu'au bout d'un grand nombre de siècles, en raison de l'énorme volume d'air dont notre planète est entourée.

108. *Propriétés physiques.* — L'air atmosphérique est transparent, invisible, sans odeur, sans saveur, pesant, compressible et parfaitement élastique. Il forme autour de la terre une couche dont la hauteur paraît être d'environ 15 à 16 lieues. La transparence, l'invisibilité de l'air, la propriété qu'il a d'être inodore, insipide, etc., sont connues de tout le monde : il n'en est pas de même de sa pesanteur et de sa compressibilité.

109. *Pesanteur de l'air.* — La pesanteur de l'air, soupçonnée par quelques philosophes anciens, mais ensuite niée généralement, fut découverte par Galilée en 1640, et mise hors de doute par Toricelli et Pascal. Galilée fit cette importante découverte en pesant successivement le même vase plein d'air non comprimé et plein d'air comprimé. Le poids du vase étant moindre dans le premier cas que dans le second, il en conclut que l'air était pesant. Cette expérience eût suffi pour convaincre les esprits justes et éclairés; mais elle n'eût point convaincu la multitude, du moins de long-temps. Le hasard mit bientôt Toricelli à même d'en faire une qui, répétée et variée par Pascal, ne laissa rien à désirer. Des fontainiers de Florence ayant voulu élever de l'eau dans des corps de pompe à plus de 32 pieds (104 décimètres), consultèrent Galilée sur l'impossibilité où ils étaient d'y parvenir. On expliquait alors l'ascension de l'eau dans les corps de pompe, en disant que la nature avait horreur du vide. Cette explication devait paraître absurde, surtout à Galilée, qui savait que l'air était pesant. Cependant diverses personnes pré-

tendent, mais à tort sans doute, que ce grand physicien répondit dans l'instant, que c'était parce que la nature n'avait horreur du vide que jusqu'à trente-deux pieds, que l'eau ne s'élevait pas à une plus grande hauteur. Quoi qu'il en soit, Toricelli, son disciple, réfléchissant sur le phénomène, ne tarda point à en trouver la cause. Il pensa qu'il était dû à la pression de l'air, et que cette pression ne pouvait faire équilibre qu'à une colonne de trente-deux pieds d'eau. Pour le démontrer, Toricelli fit l'expérience suivante, qui date de 1643. Il prit un tube de verre de 30 et quelques pouces de long, le scella hermétiquement à l'une de ses extrémités, et le remplit de mercure; ensuite l'ayant fermé avec le doigt à l'autre extrémité, et l'ayant renversé, il le plongea dans un bain de mercure et le déboucha. Tout-à-coup le mercure descendit jusqu'à un certain point, remonta, oscilla pendant quelque temps, et se fixa à 28 pouces environ au-dessus de la surface du bain. Alors observant que le mercure s'élevait 13^{fois},568 moins que l'eau, mais qu'il était 13^{fois},568 plus pesant que l'eau, il ne douta plus que la cause qui produisait l'élévation de l'eau ne fût la même que celle qui produisait l'élévation du mercure, et ne fût autre chose que la pesanteur de l'air.

Il s'ensuivait que le mercure et l'eau devaient moins s'élever au-dessus de leur niveau sur la cime qu'au pied des montagnes, puisque, dans le premier cas, la couche d'air comprimante était moindre que dans le deuxième. Cette conséquence n'échappa point à Pascal : aussi, après avoir répété l'expérience de Toricelli dans les mêmes circonstances où Toricelli lui-même l'avait faite, il pria son ami Perrier de la répéter sur le Puy-de-Dôme : elle eut tout le succès qu'il était permis d'espérer; la colonne de mercure descendait d'autant plus qu'on s'élevait, et s'élevait d'autant plus qu'on descendait. Ce résultat détruisit

jusqu'aux plus légères objections contre la pesanteur de l'air, et l'on fit bientôt du tube de Toricelli l'instrument connu sous le nom de *baromètre*, et dont on se sert pour mesurer cette pesanteur. (Voyez *Baromètre*, Description des planches.)

La pression de l'air n'est pas toujours la même. A Paris, le baromètre descend quelquefois jusqu'à 70 centimètres; d'autres fois il s'élève jusqu'à 79 centimètres. Nous ignorons quelle peut être la cause de ce singulier phénomène. Tout ce que nous savons à ce sujet, c'est que cette cause, quelle qu'elle soit, a une grande influence sur le beau et le mauvais temps; il pleut presque toujours quand le baromètre est très-bas; il fait presque toujours beau quand il est très-haut : aussi le consulte-t-on sans cesse pour prévoir l'état de l'atmosphère.

110. *Compressibilité des gaz.* — Mais, puisque le baromètre ne se soutient pas toujours à la même hauteur, il s'ensuit que, dans toutes les opérations d'analyse qu'on fait sur les gaz, on doit tenir compte de la pression atmosphérique indiquée par cet instrument, parce que les molécules des gaz étant plus ou moins rapprochées, selon que cette pression est plus ou moins grande, ils péseront plus ou moins sous un volume déterminé.

Les expériences les plus remarquables qu'on ait faites sur la compression des gaz sont dues à Boyle et à Mariotte : elles prouvent que les gaz se resserrent en raison des poids dont ils sont chargés, ou, ce qui est la même chose, que le volume qu'ils occupent est en raison inverse de la pression à laquelle ils sont soumis. Nous allons rapporter ces expériences, en même temps que la manière de les faire.

Prenez un tube de verre recourbé *ABC* (pl. xx, fig. 6), ouvert en *A*, et fermé à la lampe en *C*. Fixez-le le long d'une planche *P* adaptée à un pied *P'*, et sur

laquelle soient tracées, à partir du point *B*, des divisions égales, correspondantes aux branches *AB* et *BC*. Versez d'abord du mercure jusqu'au o de l'échelle, de manière que la communication de l'air entre les deux branches *BC* et *AB* ne soit pas tout-à-fait interceptée; ensuite versez-en successivement jusqu'à différentes hauteurs de la branche *AB*, par exemple, jusqu'à 76 centimètres, 228 centimètres, ou bien seulement jusqu'à 38 centimètres, 19 centimètres, au-dessus de son niveau dans la branche *BC*. Voici ce que vous observerez, en supposant que la pression de l'atmosphère soit de 76 centimètres. Dans le premier cas, l'air de la branche *BC* sera réduit à la moitié de son volume; dans le second, au quart; dans le troisième, seulement aux deux tiers; et dans le quatrième, aux quatre cinquièmes : ce qui prouve évidemment l'existence de la loi reconnue par Boyle et Mariotte; savoir, que l'air se resserre en raison des poids dont il est chargé; ou bien, ce qui est la même chose, que le volume qu'il occupe est en raison inverse de la pression à laquelle il est soumis. En effet, lorsque l'air occupe la branche *BC* toute entière, il n'est comprimé que par le poids de l'atmosphère, égal, par hypothèse, à 76 centim.; mais lorsqu'il n'occupe plus que la moitié de cette branche, il est comprimé par un poids double, c'est-à-dire, par une colonne de mercure de 76 centimètres qu'on a établie dans la branche *AB*; plus par l'atmosphère toute entière qui s'appuie sur cette colonne.

Tous les autres gaz se compriment de la même manière.

Par conséquent, un volume d'un gaz quelconque étant donné, il sera facile de savoir ce que deviendra ce volume si la pression vient à changer; on l'obtiendra en cherchant le quatrième terme d'une proportion inverse, dont les trois premiers seront formés des nombres qui représentent les deux pressions, et de celui qui repré-

sente le volume. Par exemple, supposons qu'on ait 100 décilitres d'air à une pression barométrique de 76 centimètres, et que le baromètre descende à 70 centimètres : pour savoir le volume qu'occuperont ces 100 décilitres d'air sous cette nouvelle pression, on dira : 70 : 76 : : $100 = \frac{7600}{70} = 108^{\text{décil.}},57$.

111. L'atmosphère étant pesante, et les gaz étant compressibles comme nous venons de le dire, on voit clairement quel est le degré de pression auquel se trouve soumis un gaz, lorsqu'après l'avoir introduit dans un tube ou un autre vase plein d'un liquide quelconque, on rend le niveau du liquide intérieur, tantôt égal, tantôt inférieur, et tantôt supérieur à celui du liquide extérieur. Si les deux niveaux sont les mêmes, c'est-à-dire, si le liquide contenu dans le tube est à la même hauteur que le liquide dans lequel le tube plonge, le gaz sera comprimé par le poids de l'atmosphère. Si le niveau intérieur est plus élevé que le niveau extérieur, le gaz sera comprimé par le poids de l'atmosphère, moins la partie de ce poids nécessaire pour élever le liquide dans le tube. Si le niveau intérieur est au contraire plus bas que le niveau extérieur, le gaz sera comprimé par le poids de l'atmosphère, plus par la colonne de liquide qui fait la différence des deux niveaux.

De ces observations découle une conséquence importante : c'est qu'en mesurant les gaz, il faut avoir soin de rendre égaux les niveaux extérieur et intérieur, ou bien de tenir compte de la différence qui existe entre l'un et l'autre. On tiendra compte de cette différence en ayant égard à la densité du liquide. Supposons que la pression atmosphérique fasse équilibre à une colonne de mercure de 76 centimètres ; que le liquide soit du mercure, et s'élève de 7 centimètres au-dessus de son niveau, le gaz ne sera comprimé que par 76 centimètres de mercure $- 7 = 69$; mais si le liquide était de l'eau, comme celle-ci est $13^{\text{fois}},568$

moins pesante que le mercure, le gaz serait alors comprimé par 76 centimètres de mercure $-\frac{7}{13,568}$.

112. *Tubes de sûreté.* — D'après ce qui précède, il sera facile aussi de concevoir la théorie des tubes de sûreté. Soit une cornue C (pl. XXI, fig. 1[re]) pleine d'un gaz quelconque, au col de laquelle on ait adapté un tube DD' plongeant dans l'eau; si l'on expose cette cornue à l'action de la chaleur, le gaz qu'elle contient pressant plus que l'air atmosphérique sur le liquide ee', à l'extrémité D' du tube DD', se dilatera et se dégagera, par cette extrémité, à travers le liquide même, jusqu'à ce que les pressions intérieure et extérieure soient en équilibre. Si ensuite on laisse refroidir la cornue, la pression exercée intérieurement par le gaz devenant moindre que celle de l'air, l'eau remontera par le tube DD' dans la cornue, jusqu'à ce que les pressions intérieure et extérieure se fassent de nouveau équilibre : on dit alors qu'il y a absorption.

Mais supposons qu'au lieu d'un tube ordinaire DD', l'on adapte à la cornue un tube semblable à celui qu'on voit (pl. XXI, fig. 2), dont la boule b soit à moitié remplie d'eau; il est évident que dans le cas où le gaz intérieur se condensera, l'eau ne pourra s'élever dans la branche CC' du tube AC, au-dessus de son niveau EE, que d'une quantité égale à sa hauteur dans la branche dd' : en effet, en raison de la forme du tube, l'air, par sa pression, fera descendre autant l'eau dans la branche dd' qu'il l'élèvera dans la branche CC'. Or, lorsque la colonne d'eau dd' aura été repoussée jusqu'en d', l'air parvenu en d', en vertu de sa légèreté spécifique, passera, sous forme de bulles, à travers l'eau de la boule b, rentrera dans la cornue par la branche bb', et s'opposera continuellement à l'ascension ultérieure de l'eau dans la branche CC'; de sorte que l'eau, dans cette branche, ne dépassera pas le

point *g*, qui est à la même distance du niveau *E E* que le point *d'* l'est du point *d*.

Cette sorte de tube empêchera donc l'absorption d'avoir lieu : c'est pourquoi on l'appelle *tube de sûreté*.

Les tubes de sûreté n'ont pas toujours la forme de celui-ci : il en existe de droits. Soit l'appareil pl. XXI, fig. 3, composé d'une cornue *A* pleine d'air, d'un flacon *B* à trois tubulures, contenant de l'eau jusqu'en *C C*, et communiquant d'une part à la cornue par le tube *D D'*, et de l'autre avec un vase *E* plein d'eau par le tube *G G'*. Si, après avoir chauffé la cornue, et en avoir chassé une certaine quantité d'air par l'extrémité du tube *G G'*, on la laisse refroidir, il est évident qu'à mesure que l'air qu'elle contient se condensera, l'eau du vase *E* montera par le tube *G G'*, et parviendra jusque dans le flacon *B*; mais si l'on adapte à la troisième tubulure de ce flacon (fig. 4) un tube droit *II'*, qu'on fasse plonger de quelques millimètres dans l'eau qu'il contient, l'absorption ne pourra plus avoir lieu, car l'air rentrera par le tube *II'*, comme si ce tube était à boule. Supposons que le tube *II'* plonge de six millimètres dans l'eau, celle-ci ne pourra s'élever que de cette quantité au-dessus de son niveau dans le tube *G G'*. Ainsi le tube droit *II'* est un véritable tube de sûreté; mais il ne s'oppose qu'à l'absorption de l'eau du flacon qui le suit dans le flacon auquel il est adapté. En conséquence, il ne faudrait pas faire plonger le premier tube *D D'* dans l'eau du flacon tubulé *B*.

En effet, si on l'y faisait plonger, cette eau monterait infailliblement dans la cornue : un tube à boule peut seul s'y opposer (*a*).

(*a*) Au lieu de gaz, il vaut mieux mettre de l'éther sulfurique dans la cornue, et le faire bouillir jusqu'à ce que tout l'air des vases soit chassé; l'absorption est plus marquée; l'eau s'élance même avec tant de force d'un vase dans un autre qu'elle le remplit en quelques secondes.

On fait très-souvent usage des tubes de sûreté à boule ou de Welter, et des tubes de sûreté droits; on les emploie surtout dans l'appareil de Woulf : cet appareil, au moyen duquel on dissout facilement les gaz dans l'eau, consiste dans une cornue ou dans un ballon suivi de plusieurs flacons communiquant ensemble par des tubes intermédiaires. (Voyez *Description des instrumens*, art. *Flacon de Woulf*.)

113. *Pesanteur spécifique de l'air et des autres gaz.* — Nous avons vu précédemment que l'air était pesant; mais nous n'en avons pas déterminé la pesanteur spécifique, c'est-à-dire le poids absolu sous un volume donné. Il est trop important de la connaître pour ne pas nous en occuper avec soin, et il y a trop d'analogie entre les procédés par lesquels on parvient à déterminer celles de tous les gaz, pour ne pas traiter la question d'une manière générale.

La pesanteur spécifique des gaz ne dépend pas seulement de leur nature, elle dépend encore de leur température et de la pression atmosphérique : il faut donc tenir compte de ces deux causes dans la détermination de cette pesanteur. En général, on obtient la pesanteur spécifique d'un gaz en pesant un ballon d'une capacité connue, d'abord vide et ensuite plein de ce gaz sec, et en retranchant le premier poids du second : la différence est évidemment le poids du volume du gaz renfermé dans le ballon, pour la pression et la température auxquelles on opère.

L'opération sur l'air s'exécute de la manière suivante : prenez un ballon d'environ cinq litres, bien sec et muni d'un robinet (pl. II, fig. 4); vissez-le avec force sur le tuyau de la platine d'une excellente machine pneumatique; ouvrez le robinet; mettez la machine en jeu, et continuez de la mouvoir jusqu'à ce que l'éprouvette indique que le vide soit fait à $\frac{1}{2}$ millimètre; fermez ensuite le robinet; dévissez le ballon, pesez-le, puis adaptez à la partie supé-

rieure du robinet, par le moyen d'un bouchon troué, un petit tube recourbé qui, au moyen d'un autre bouchon, communique avec un tube de 10 à 12 millimètres de diamètre, et de 7 à 8 décimètres de long, rempli de fragmens de chlorure de chaux (pl. XXII, fig. 1). L'appareil étant dans cet état, tournez doucement le robinet, de manière à ne l'ouvrir que d'une très-petite quantité; l'air atmosphérique traversera peu à peu le tube contenant le chlorure calcaire, sera desséché par ce corps, et arrivera dans le ballon en produisant un léger sifflement; vous jugerez que le ballon sera plein lorsque le sifflement cessera : après quoi vous attendrez quatre ou cinq minutes pour être certain que la température intérieure du ballon soit la même que la température extérieure; vous la noterez avec soin sur un thermomètre placé à côté de celui-ci; vous noterez également la pression atmosphérique; vous fermerez le robinet; vous enlèverez les tubes qui y sont adaptés, et vous ferez une nouvelle pesée du ballon : retranchant alors, comme nous l'avons dit précédemment, le premier poids du second, et divisant la différence par le nombre de litres que contient le ballon, vous aurez le poids d'un litre d'air : vous trouverez ainsi qu'un litre de ce fluide pèse 1$^{gram.}$,2991 à la température de 0° et sous la pression de 76 centimètres.

Lorsqu'il s'agit de déterminer la pesanteur spécifique de la plupart des autres gaz, ce procédé doit recevoir les modifications que nous allons indiquer, et qu'il sera facile de comprendre au moyen de l'appareil pl. XXII, fig. 2. *A* est une cornue ou tout autre vase d'où se dégage le gaz que l'on veut peser; ce gaz se rend, au moyen du petit tube *B*, dans le grand tube *CC'*, qui contient du chlorure de calcium; en traversant ce tube, il se dépouille de son humidité, et arrive sec par le petit tube recourbé *D*, sous une cloche *E* placée sur la planche *F* de la cuve à mercure *GG'*; enfin, de cette cloche, dont la capacité est d'en-

viron un litre, et qui est surmontée d'un robinet de fer *H*, il passe peu à peu dans le ballon *I*, qui est vide, pesé avec un grand soin, et dont le robinet est convenablement ouvert. Le ballon étant plein de gaz, ce qui se reconnaît comme dans l'expérience précédente, et le mercure étant au même niveau intérieurement et extérieurement, on observe le baromètre et le thermomètre; on ferme le robinet du ballon et de la cloche; on dévisse le ballon, on le pèse de nouveau, et l'on en conclut la pesanteur spécifique cherchée. Mais, pour donner toute la rigueur possible à l'expérience, il est nécessaire, 1°. de ne recueillir le gaz dans la cloche que lorsqu'il est pur, c'est-à-dire, quand tout l'air des vases est chassé; 2°. de rejeter les premières portions de gaz qu'on fait passer dans la cloche, afin d'entraîner les petites bulles d'air adhérentes à ses parois; 3°. de visser avec force le ballon sur la cloche; 4°. de faire passer le gaz de la cloche dans le ballon, de temps en temps seulement, plutôt que d'une manière continue; l'opération devient plus commode et plus sûre : à cet effet, on ouvre légèrement le robinet *H* lorsque la cloche est pleine de gaz, et on le ferme lorsque le mercure est presque parvenu à la partie supérieure, pour l'ouvrir de nouveau au moment où la cloche sera de nouveau pleine de gaz.

Enfin, dans le cas où les gaz agissent sur le mercure ou sur le mastic qui lie le robinet à la cloche, propriété que possèdent le chlore, l'acide hydriodique, il faut encore modifier l'appareil précédent. Au lieu du petit tube *D*, vous adapterez à l'extrémité du tube *CC′* un tube d'environ six millimètres de diamètre, que vous ferez plonger au fond d'un flacon de deux à trois litres de capacité, dont l'ouverture sera telle, que le tube la fermera presque entièrement. Par ce moyen, lorsque le flacon sera rempli du gaz sur lequel l'opération aura lieu, l'excédant s'échappera au dehors en passant entre les parois du tube et celles du

goulot du flacon ; vous le laisserez ainsi se perdre pendant quelques minutes : alors vous dégagerez le tube du flacon, en abaissant peu à peu celui-ci, que vous fermerez de suite avec un bouchon à l'émeri. Vous péserez le flacon dans cet état, et comparant son poids avec le poids du même flacon plein d'air, déterminé d'avance, vous en conclurez directement la pesanteur spécifique du gaz, pourvu qu'il soit pur ; s'il ne l'était pas, il serait nécessaire avant tout de déterminer, pour en tenir compte, la petite quantité d'air qu'il pourrait contenir, et c'est à quoi vous parviendriez en débouchant le flacon dans de l'eau chargée d'alcali et l'y agitant : cette eau dissoudrait tout le gaz, excepté l'air. Supposons que la capacité du flacon soit de 205 centilitres ; que la température soit à 0, et la pression de $0^{m},760$; que le gaz contienne 5 centilitres d'air ; que le flacon plein de gaz pèse $504^{gr.},002$, et que, plein d'air, son poids soit de $502^{gram.},6$, il s'ensuivra que 200 centilitres ou deux litres du gaz péseront $1^{gram.},402$ de plus que 2 litres d'air. Or, comme 2 litres d'air, à 0° et sous la pression de $0^{m},760$, pèsent 2,598, 2 litres de l'autre gaz péseront $4^{gram.}$: donc, en représentant la pesanteur spécifique de l'air par l'unité, celle du gaz sera le 4ᵉ terme de cette proportion : $2,598 : 4 :: 1 : \frac{4}{2,598} = 1,539$.

La pesanteur spécifique des gaz qui sont insolubles ou peu solubles dans l'eau peut aussi se déterminer en les recevant dans une cloche à robinet pleine d'eau, et les faisant passer, comme nous venons de le dire, dans un ballon vide ; mais cette manière d'opérer exige de nouvelles corrections : il faut tenir compte de la quantité de vapeur aqueuse dont le gaz se trouve saturé, pour la température à laquelle on opère, et de l'augmentation de volume, ou de la diminution de tension que cette vapeur lui fait éprouver. On apprécie la diminution de tension en observant que la tension d'un mélange de gaz et de vapeur

est égale à la somme des tensions que le gaz et la vapeur auraient si chacun d'eux occupait l'espace rempli par le mélange (Dalton). Par conséquent, si l'on retranche la tension de la vapeur, qui varie en raison de la température, de la tension du gaz humide qui est indiquée par le baromètre, l'on aura pour différence la tension du gaz sec sous le volume qu'il occupe étant humide. (*Voy.*, n°. 268, quelle est la tension de la vapeur depuis — 20° jusqu'à + 130°.)

Quant au poids de la vapeur contenue dans le gaz, il est facile de le déterminer par le calcul. En effet, supposons que le volume du gaz soit de 1 litre, et que la température soit de 17°; la tension ou la pression de la vapeur, pour cette température, sera de 14,5 millimètres, comme le prouve directement l'expérience (1er vol., pag. 79 et 80). Or, la densité de l'air étant 1, celle de la vapeur est de 0,620. Mais 1 litre d'air, à la température de 0° et sous la pression de 760 millimètres, pèse 1^gram.,2991; il ne pésera donc, à la température de 17° et sous la pression de 14,5 millimètres, que 0^gram.,0233, car les gaz se dilatent de $\frac{1}{266,67}$ de leur volume à zéro par chaque degré du thermomètre centigrade, et ils se compriment en raison des poids dont ils sont chargés. (*Voy.* les exemples donnés pour ces réductions, 40 *bis* et 110.) Donc aussi le poids de la vapeur contenue dans le litre de gaz sera les 0,620 de 0^gram.,0233, ou 0^gram.,01444. D'après cela, l'on aura toutes les données nécessaires pour connaître la pesanteur spécifique du gaz sec, puisque l'on saura quel sera son volume, le poids de ce volume, sa tension et sa température : son volume sera le même que celui du gaz humide; le poids de ce volume sera celui du gaz humide moins le poids de la vapeur; sa tension ou sa pression sera celle de l'atmosphère moins celle de la vapeur; sa température sera la même que la température du gaz humide, c'est-à-dire, celle de l'atmosphère.

Ce que nous venons de dire des gaz par rapport à la vapeur d'eau, on peut le dire d'un gaz quelconque par rapport à une vapeur quelconque sur laquelle il n'aura point d'action.

Il n'est pas moins important de connaître la pesanteur spécifique des vapeurs que de connaître celle des gaz ; c'est ce que les physiciens ont senti de tout temps : néanmoins on n'avait pu jusqu'ici déterminer que celle de la vapeur d'eau, et encore les résultats auxquels on était parvenu n'étaient-ils pas très-exacts. M. Gay-Lussac a fait connaître une méthode qui ne laisse rien à desirer pour la détermination de ces sortes de pesanteurs : nous l'avons décrite (49) : elle consiste à vaporiser dans une cloche sur le mercure, à une certaine température et sous une certaine pression, une quantité de liquide dont on connaît le poids, par exemple, un gramme, et à mesurer le volume de la vapeur qui se forme. Déjà M. Gay-Lussac a fait l'application de cette méthode à la détermination de la pesanteur spécifique de plusieurs vapeurs, particulièrement de celles de l'eau, de l'alcool, de l'éther et du carbure de soufre. Ayant opéré à la température de l'eau bouillante, sous la pression de $0^{\text{mètre}},76$, et ayant trouvé qu'un gramme d'eau produisait $1^{\text{litre}},700$ de vapeur ; qu'un gramme d'alcool en produisait $0^{\text{litre}},661$, un gramme d'éther $0^{\text{litre}},411$, et un gramme de carbure de soufre $0^{\text{litre}},402$, il en a conclu qu'en prenant la pesanteur spécifique de l'air pour unité, celle de la vapeur d'eau était de 0,6235 (*a*), celle de l'alcool de 1,613, celle de l'éther sulfurique de 2,586, celle de carbure de soufre 2,645. (*Ann. de Chim. et de Phys.*, t. II, p. 135.)

(*a*) Comme la vapeur aqueuse résulte de 2 volumes d'hydrogène et de 1 volume d'oxigène condensé en un seul ; que la densité de l'oxigène est de 1,1025, et que celle de l'hydrogène est de 0,0688, il s'ensuit que celle de l'eau devrait être de 0,620, nombre qui diffère à peine de celui que donne l'expérience.

On trouvera, dans le tableau ci-joint, 1°. la pesanteur spécifique des gaz et des vapeurs, comparée à celle de l'air prise pour l'unité; 2°. leur poids absolu par litre, à 0° et sous la pression de 76 centimètres (*a*).

Les densités des gaz que renferme la quatrième colonne sont calculées en admettant qu'un volume de ces gaz est composé, savoir (*b*):

1°. Gaz hydriodique, de $\frac{1}{2}$ volume d'hydrogène et de $\frac{1}{2}$ de vapeur d'iode;

2°. Gaz chloroxi-carbonique, de 1 vol. de chlore (D. C.), et de 1 d'oxide de carbone (D. C.);

3°. Oxide de chlore, de 1 volume d'oxigène et de $\frac{1}{2}$ de chlore (D. C.);

4°. Cyanogène, de 2 volumes de vapeur de carbone et de 1 d'azote;

5°. Protoxide d'azote, de 1 vol. d'azote et de $\frac{1}{2}$ d'oxigène;

6°. Deutoxide d'azote, de $\frac{1}{2}$ vol. d'oxigène et de $\frac{1}{2}$ d'azote;

7°. Hydrogène per-carburé, de 2 vol. d'hydrogène et de 2 de vapeur de carbone;

8°. Oxide de carbone, de 1 vol. de vapeur de carbone et de $\frac{1}{2}$ d'oxigène;

(*a*) Lorsqu'on veut apporter la plus grande précision dans la pesanteur spécifique des gaz, il faut non-seulement prendre toutes les précautions que nous avons indiquées précédemment, mais encore avoir égard à la dilatation du mercure et du verre. D'après MM. Petit et Dulong, le mercure se dilate de $\frac{1}{5550}$ de son volume par chaque degré du thermomètre; si le baromètre était à $0^m,76$, la température étant de 20°, il faudrait donc diminuer $\frac{20}{5550}$ de $0^m,76$ pour avoir sa hauteur à zéro. D'après les mêmes physiciens, la dilatation du verre est égale à $\frac{1}{116100}$ pour chaque degré du thermomètre dans le sens d'une seule dimension, et par conséquent de trois fois ce nombre ou de $\frac{1}{38700}$ dans le sens des trois dimensions; d'où il suit que si la capacité d'un ballon était de 1 litre à 10°, elle ne serait à 0° que de $1^{lit.}$ moins $\frac{1}{38700}$ multiplié par 10, c'est-à-dire, de 1 litre moins $\frac{10}{38700}$ de litre. C'est ordinairement à zéro et à la pression de $0^m,76$ qu'on rapporte toutes ces observations.

(*b*) Lorsque le nom d'un gaz sera suivi du signe (D. C.), c'est que l'on aura employé la densité de ce gaz, déterminée par le calcul.

TABLEAU des Densités des gaz et des vapeurs.

NOMS des FLUIDES ÉLASTIQUES.	DENSITÉ déterminée par expérience.	NOMS des OBSERVATEURS (*a*).	DENSITÉS CALCULÉES (*b*).	POIDS de 1 litre de gaz, trouvé par expérience, à 0° et à 0m76 de pression.	POIDS de 1 litre de gaz, trouvé par le calcul, à 0° et à 0m,76 de pression.
				gramme.	
Air	1,0000	....	....	1,2991.	
Gaz hydriodique	4,4430	G.	4,3399	5,7719.	
— fluorique silicé	3,5735	J. D.	....	4,6423.	
— chloroxi-carbonique	....	....	3,3990	....	4,4156.
Chlore	2,4700	G. et T.	2,4260	3,2088	3,1516.
Deutoxide de chlore	....	....	2,3155	....	3,0081.
Gaz fluo-borique	2,3709	J. D.	....	3,0800.	
— sulfureux	2,1930	H. D.	....	2,8489.	
— sulfureux	2,234	T.			
Cyanogène	1,8064	G.	1,8197	2,3467	2,3640.
Protoxide d'azote	1,5204	C.	1,5269	1,9752	1,9836
Acide carbonique	1,5196	B. et A.	....	1,9741.	
Idem	1,5245	B'. et D.	....	1,9805.	
Gaz hydro-chlorique	1,2474	B. et A.	1,2474	1,6205	1,6205.
— hydro-sulfurique	1,1912	G. et T.	....	1,5475.	
— oxigène	1,1036	B. et A.	....	1,4337.	
Idem	1,1025	B'. et D.	....	1,4323.	
Deutoxide d'azote	1,0388	B''	1,0390	1,3495	1,3498.
Hydrogène per-carburé	....	....	0,9816	....	1,2752.
Gaz azote	0,9691	B. et A.	....	1,2590.	
Idem	0,9757	B'. et D.	....	1,2675.	
— Oxide de carbone	0,9569	C'	0,9732	1,2431.	1,2643.
Hydrogène per-phosphoré	0,9022	T'.			
Hydrogène proto-phosphoré	0,0870	H. D.			
Idem	0,9716	T'.			
Gaz ammoniacal	0,5967	B. et A.	0,5910	0,7752	0,7678.
Hydrogène proto-carburé	....	....	0,5596	....	0,7270.
Hydrogène arsénié	0,529	T''.			
Idem	0,5552	H. D.			
Gaz hydrogène	0,0688	B'. et D.	....	0,0894.	
Vapeur d'iode	....	G.	8,6111		
— d'éther hydriodique	5,4749	G.	....	7,1124.	
— d'essence de térébenthine	5,0130	G	4,2108	6,5124	5,4703.
— d'hydro-per-carbure de chlore	3,4434	C. et R.	3,4076	4,4733	4,4268.
— nitreuse	....	....	3,1805	....	4,1318.
— de sulfure de carbone	2,6447	....	....	3,4357.	
— d'éther sulfurique	2,5860	G	2,5832	3,3595	3,3558.
— d'éther hydro-chlorique	2,219	T.	2,2290	2,8827	2,8957.
— d'acide chloro-cyanique	....	....	2,1228	....	2,7577.
— d'alcool absolu	1,6133	G	1,6016	2,0958	2,0806.
— d'acide hydro-cyanique	0,9476	G	0,9442	1,2310	1,2266.
— d'eau	0,6235	G	0,6200	0,8100	0,8054.
— de carbone	....	....	0,422	....	0,5482.

(*a*) Les lettres *B* et *A* signifient Biot et Arago; les lettres *B'* et *D*, Berzelius et Dulong; la lettre *B''*, Bérard; la lettre *C*, Colin; les lettres *C* et *R*, Colin et Robiquet; la lettre *C'* Cruikshancks; la lettre *G*, Gay-Lussac; les lettres *G* et *T*, Gay-Lussac et Thenard; *H-D*, Humphry-Davy; *J-D*, John-Davy; *T*, Thenard; *T'*, Thomson; *T''*, Trommsdorff.

(*b*) Dans tous les calculs où il a fallu employer les densités de l'oxigène et de l'azote, l'on s'est servi de celles qui ont été assignées à ces gaz par MM. Berzelius et Dulong.

9°. Gaz ammoniac, de 1 vol. ½ d'hydrogène et de ½ d'azote.

10°. Hydrogène proto-carburé, de 2 vol. d'hydrogène et de 1 de vapeur de carbone;

11°. Vapeur d'essence de térébenthine, de 3 vol. de vapeur de carbone et de 3 vol. d'hydrogène per-carboné (D. C.);

12°. Vapeur d'hydro-carbure de chlore, de 1 vol. d'hydrogène per-carboné (D. C.) et de 1 de chlore (D. C.)

13°. Vapeur nitreuse, de 2 vol. de deutoxide d'azote et de 1 d'oxigène;

14°. Vapeur d'éther sulfurique, de 2 vol. d'hydrogène per-carboné (D. C.) et de 1 vol. de vapeur d'eau (D. C.)

15°. Vapeur d'éther hydro-chlorique, de 1 vol. de gaz hydro-chlorique et de 1 vol. d'hydrogène per-carboné (D. C.);

16°. Vapeur d'acide chloro-cyanique, de ½ vol. de cyanogène (D. C.), et de ½ vol. de chlore (D. C.);

17°. Vapeur d'alcool absolu, de 1 vol. d'hydrogène per-carboné (D. C.), et de 1 vol. de vapeur d'eau (D. C.). Ces deux gaz, dans ces proportions, représentent en effet la composition de l'alcool;

18°. Vapeur d'acide hydro-cyanique, de 1 vol. de vapeur de carbone, ½ d'hydrogène et ½ d'azote;

19°. Vapeur d'eau, de 1 vol. d'hydrogène et ½ d'oxigène;

20°. Quant aux densités du chlore et de la vapeur de carbone, elles ont été obtenues : la première, en considérant qu'un vol. de gaz hydro-chlorique résulte bien certainement de ½ vol. d'hydrogène et de ½ vol. de chlore, et en retranchant de la densité de l'acide hydro-chlorique doublée celle de l'hydrogène; la deuxième, en considérant que le gaz carbonique contient 1 vol. d'oxigène égal au sien, supposant qu'il résulte de ce vol. d'oxigène uni à 1 vol. de vapeur de carbone, et retranchant la densité du gaz oxigène de celle du gaz carbonique.

114. Après avoir étudié convenablement les propriétés physiques de l'air, nous devons examiner ses propriétés chimiques; mais nous ferons observer avant tout que, comme l'oxigène est presque toujours le seul principe actif

de l'air, il y a les plus grands rapports entre l'histoire chimique de ces deux fluides.

Propriétés chimiques. — L'air atmosphérique réfracte la lumière en raison de sa densité et de sa nature (*a*). Tous les autres corps sont dans le même cas, d'après les belles observations de Newton. Il paraît qu'à densité égale, l'oxigène est celui qui a le moins de pouvoir réfringent; qu'un corps combustible en a toujours plus que le corps brûlé dont il est le radical; que plus ce corps est combustible, et plus, à quelques exceptions près peut-être, son pouvoir réfringent est considérable; que celui d'un composé n'est pas proportionnel à celui de ses élémens; qu'il n'y a que celui des mélanges qui soit dans ce cas; qu'ainsi le pouvoir réfringent de l'acide carbonique est tout autre que celui de l'oxigène et du carbone qui constituent cet acide, tandis que celui de l'air ne diffère en rien de celui des gaz qui entrent dans sa composition. C'est ce qu'on verra dans le tableau suivant, que nous avons extrait du mémoire de MM. Biot et Arago sur le pouvoir réfringent des gaz, mémoire auquel nous renvoyons ceux qui voudront connaître les moyens très-exacts que ces physiciens ont employés pour le déterminer.

(*a*) Toutes les fois que l'on fait passer obliquement un rayon de lumière du vide à travers un corps transparent, ce rayon prend une nouvelle direction, et l'on dit alors qu'il se réfracte. Sa nouvelle direction fait avec sa direction primitive un angle d'où l'on déduit la mesure de ce qu'on appelle le pouvoir réfringent du corps. La réfraction est un effet de l'attraction, à distance, de la lumière pour les corps. Concevons un rayon arrivant plus ou moins obliquement sur l'une des surfaces d'un prisme de verre; supposons que l'attraction du rayon pour la substance vitreuse puisse avoir lieu à trois millimètres, il est évident que le point vitreux sur lequel sa direction tendra à le porter ne l'attirera pas lorsqu'il commencera à l'être par d'autres points dont il sera nécessairement plus rapproché en raison de son inclinaison. Donc, si le rayon était perpendiculaire à la surface, il ne se réfracterait point, parce que les forces impulsive et attractive agiraient dans le même sens (*Voyez* les Ouvrages de Physique.)

Pouvoirs réfringens des gaz sous la même densité, et comparés à celui de l'air pris pour unité, la température étant à 0°, *et la pression à* $0^m,76$.

Air atmosphérique	1,00000
Oxigène	0,86161
Azote	1,03408
Hydrogène	6,61436
Ammoniaque	2,16851
Acide carbonique	1,00476
Hydrogène carboné	2,09270
Hydrogène plus carboné que le précédent	1,81860
Gaz hydro-chlorique	1,19625
Gaz éther hydro-chlorique. (Biot)	1,71344

D'après MM. Arago et Petit, le pouvoir réfringent des vapeurs est sensiblement moindre que celui des liquides qui les produisent. Par exemple, le pouvoir réfringent du carbure de soufre liquide, comparé à l'air, est un peu plus grand que 3, tandis que celui de sa vapeur ne surpasse pas 2. (*Ann. de Chimie et de Physique*, tom. 1, p. 1.)

L'on trouvera, dans le *Traité de Physique* de M. Biot, le pouvoir réfringent de vingt-une autres substances, tiré de l'optique de Newton.

L'air est un mauvais conducteur du fluide électrique : aussi, lorsque ce fluide accumulé à la surface d'un corps s'en sépare pour se porter sur un autre à travers l'air, paraît-il toujours sous forme d'étincelle.

Qui ne sait que l'air est nécessaire à la vie des animaux ? Mettez un animal quelconque sous le récipient de la machine pneumatique où l'on fera le vide ensuite, il ne tardera point à périr ; souvent même son sang suintera à travers les pores de la peau par l'effet de la suppression du poids de l'atmosphère : c'est que, dans l'acte de la respiration, il y

a absorption d'oxigène, et qu'il se fait une véritable combustion au sein des poumons.

Soumis à l'action de la plus haute chaleur ou du plus grand froid, l'air n'éprouve aucune altération ; il n'en éprouve non plus aucune par le gaz oxigène ; il ne fait absolument que se mêler avec ce gaz. Mais, parmi les cinquante-un corps combustibles simples, il n'y en a que neuf, le chlore, l'iode, l'azote, l'argent, l'or, le platine, le rhodium, le palladium, l'iridium, qui ne soient pas capables de l'altérer à une température qui varie pour chacun d'entre eux. Tous les autres en absorbent l'oxigène, et en laissent l'azote libre ; en sorte qu'on obtient sensiblement les mêmes produits en traitant ces différens corps par l'air que par le gaz oxigène, et qu'il n'y a de différence qu'en ce que la combustion est moins vive (*a*). Dans tous les cas, elle l'est d'autant moins que l'air est plus rare ; et de là vient qu'une bougie allumée pâlit et s'éteint enfin dans un récipient où l'on fait le vide peu à peu.

Considérons maintenant l'action de chaque corps combustible en particulier sur l'air.

115. Ce n'est qu'au degré de la chaleur incandescente que l'hydrogène peut décomposer l'air rapidement. Dans cette décomposition, il y a absorption d'oxigène, formation d'eau, dégagement de calorique et de lumière, et l'azote reste gazeux. Pour mettre ces résultats en pleine évidence, il suffit de faire détonner dans l'eudiomètre à eau ou à mercure des mélanges d'air et de gaz hydrogène, de la même manière que des mélanges de gaz hydrogène et de gaz oxigène (87 *bis*). Si le mélange est de 100 parties

---

(*a*) Le phosphore et le carbone font pourtant, jusqu'à un certain point, exception. Le carbone peut absorber l'air à la température ordinaire (94), et le phosphore, à cette température, peut en absorber l'oxigène, tandis qu'il n'a d'action sur celui-ci pur qu'à l'aide de la chaleur, sous la pression ordinaire. (*Voyez* page précédente, 172.)

d'air et de 100 parties de gaz hydrogène, le résidu, après la combustion, sera de 137 : l'absorption sera donc de 63. Ces 63 parties proviendront de la combinaison de 21 parties d'oxigène, contenues dans les 100 parties d'air, avec 42 parties de gaz hydrogène. En effet, n'a-t-on pas vu (87 *bis*) que le gaz oxigène se combinait toujours avec le double de son volume de gaz hydrogène, et qu'il en résultait de l'eau ? D'ailleurs, il est possible de se convaincre que les 137 parties de résidu sont formées de 79 parties de gaz azote et de 58 parties de gaz hydrogène; car, en faisant passer ce résidu dans l'eudiomètre avec assez d'oxigène seulement pour absorber le gaz hydrogène qui s'y trouve, c'est-à-dire avec 29 parties de gaz oxigène, on n'obtiendra plus, après l'inflammation, qu'environ 79 parties d'un gaz qui aura toutes les propriétés du gaz azote.

116. Ce n'est également qu'à l'aide de la chaleur, et pour ainsi dire qu'au degré de la chaleur rouge, que le bore agit sur l'air. Lorsqu'on fait l'expérience dans une petite cloche courbe sur le mercure (91), à peine y a-t-il dégagement de lumière; mais lorsqu'on la fait, au contraire, dans un creuset découvert et presque incandescent, la combustion est assez vive. Dans tous les cas, l'oxigène est absorbé; l'azote reste libre; il se forme de l'acide borique solide, fixe, vitreux, qui, enveloppant les parties intérieures du bore, s'oppose à leur combustion : aussi le produit est-il d'un brun noir.

117. Le charbon n'est pas sans action sur l'air à la température ordinaire; il en absorbe plusieurs fois son volume à cette température et sous la pression de 76 centimètres (94) : il paraît même qu'avec le temps et sous l'influence de la lumière il se produit du gaz carbonique (94); mais cette production est si faible et si lente qu'elle n'est sensible qu'au bout de plusieurs jours de contact. Il en est tout autrement à une température élevée : tout le monde sait qu'alors le charbon prend feu tout-à-coup, se consume rapidement,

disparaît, et ne laisse d'autre résidu qu'un peu de cendre. Que se forme-t-il dans cette combustion? Du gaz carbonique ou du gaz oxide de carbone, et l'azote est encore mis en liberté : du gaz carbonique, si l'air est en excès ; de l'oxide de carbone dans le cas contraire, pourvu que la chaleur soit très-grande.

118. Quoique le gaz oxigène n'ait aucune action sur le phosphore au-dessous de + 20 à 25°, l'air atmosphérique en a une bien remarquable, même au-dessous de zéro, sur ce corps combustible. Lorsqu'on met de l'air en contact avec le phosphore à la température de l'atmosphère, tout le gaz oxigène qu'il contient est absorbé peu à peu, et il en résulte, 1°. de l'acide phosphatique qui, par lui-même, est solide, mais qui se dissout dans l'eau de l'air, paraît et tombe sous forme de vapeurs ; 2°. un dégagement de calorique et de lumière, mais si faible que le thermomètre le plus sensible ne s'élève que de quelques degrés, et qu'on n'aperçoit la lumière que dans l'obscurité ; 3°. du gaz azote chargé de très-peu de phosphore, qui occupe le même volume que le gaz azote pur. Rien de plus facile à prouver que telle est l'action de l'air sur le phosphore : remplissez une petite éprouvette de mercure, et faites-y passer une certaine quantité d'air, par exemple, 200 parties, à une température et à une pression données ; introduisez-y ensuite un cylindre de phosphore et un ou deux grammes d'eau, qui, en raison de leur pesanteur spécifique moindre que celle du mercure, s'élèveront à sa surface (*a*). Bientôt tous les phénomènes dont il vient d'être question se présenteront. Lorsque, au bout de deux à trois heures, vous

(*a*) Il faut mettre un peu d'eau en contact avec le phosphore, parce que, sans cela, la combustion ne tarderait pas à s'arrêter (120).

L'on doit faire l'expérience sur le mercure et non sur l'eau, parce qu'en la faisant sur l'eau, il serait possible qu'il se dégageât de celle-ci une portion de l'azote qu'elle tient en dissolution.

n'apercevrez plus de vapeurs dans l'appareil, et que le portant, au moyen d'une capsule, dans un lieu obscur, vous verrez que le phosphore n'est plus lumineux, l'opération sera terminée. Cependant, pour être certain que tout l'oxigène est absorbé, il vaudra mieux attendre encore quelque temps. Mesurant alors le résidu, et tenant compte des changemens de température et de pression que pourra avoir éprouvés l'atmosphère (33 et 110), vous le trouverez de 158 à 159 parties, et vous reconnaîtrez facilement qu'il sera formé tout entier de gaz azote, ou du moins qu'il ne contiendra qu'une très-petite quantité de phosphore qui se dissoudra tout-à-coup, par l'agitation, dans le mercure ou dans une dissolution de potasse.

119. Pour expliquer ce qui vient d'être dit, il faut admettre que l'azote favorise la combustion, soit en isolant les molécules d'oxigène, soit en s'unissant au phosphore et le dissolvant (98). Dans tous les cas, comme à chaque instant il n'y a que très-peu de phosphore dissous, à chaque instant aussi il n'y a qu'un très-faible dégagement de calorique et de lumière (80); et comme l'acide phosphatique qui se forme a beaucoup d'affinité pour l'eau, il s'empare de celle que l'air contient, et constitue avec elle un liquide très-acide.

120. Outre les observations qu'on vient de faire sur la combustion du phosphore dans l'air, il en est encore une digne de remarque, et qui ne doit pas être passée sous silence; c'est que l'air n'est complètement décomposé par ce corps qu'autant qu'il est humide, et qu'autant même qu'il est en contact avec l'eau. Que l'on fasse passer de l'air ordinaire dans une cloche bien sèche et pleine de mercure, et qu'après avoir bien desséché un cylindre de phosphore avec du papier joseph, on le fasse passer lui-même dans la cloche, d'abord il y répandra des vapeurs blanches et y brûlera avec une lumière très-sensible dans l'obscurité;

mais peu à peu ces effets diminueront à tel point, qu'au bout de vingt-quatre heures, l'air contiendra encore beaucoup de gaz oxigène : alors qu'on introduise un peu d'eau dans l'éprouvette, tout-à-coup les vapeurs reparaîtront, le phosphore redeviendra lumineux dans l'obscurité ; bientôt enfin tout le gaz oxigène sera absorbé. Comment agit l'eau ? On est tenté de croire que c'est par elle que s'opère l'union du phosphore et de l'oxigène, et que l'acide phosphatique n'est qu'une combinaison d'eau, de phosphore et d'oxigène ; mais elle n'agit réellement qu'en dissolvant l'acide phosphatique qui se forme sans cesse à la surface du phosphore, et qui y resterait appliqué, comme une espèce de vernis, si l'air n'était point humide : elle entraîne donc cet acide à mesure qu'il se forme, et entretient un contact continuel entre le phosphore non brûlé et l'air : l'expérience suivante ne laisse aucun doute à cet égard. Après avoir fait sécher deux éprouvettes en les chauffant et en excitant dans leur intérieur un courant d'air avec un soufflet, je les ai remplies toutes deux de mercure bien sec ; dans l'une j'ai fait passer d'abord 300 à 400 parties de gaz azote également sec, puis un cylindre de phosphore essuyé avec du papier joseph, et que j'ai soutenu au-dessus du mercure avec un tube creux et élargi en forme d'entonnoir à son extrémité supérieure ; j'y ai mis enfin 12 à 15 grammes de chlorure de calcium récemment fondu par le feu : d'une autre part, j'ai rempli l'autre éprouvette à moitié de gaz oxigène ; j'y ai introduit aussi 12 à 15 grammes de chlorure de calcium récemment fondu, et au bout de deux jours, ayant fait passer en partie ce gaz oxigène dans la cloche qui contenait le gaz azote et le phosphore, tout-à-coup le phosphore est devenu lumineux, et a continué de brûler, lentement à la vérité, mais pendant plus d'une heure. Or, on ne peut pas dire que les gaz n'étaient pas secs ; car quand bien même ils auraient été humides, le chlorure de calcium les aurait

desséchés. On ne peut pas dire non plus que le phosphore était humide; car quand bien même il aurait retenu quelques traces d'humidité, il les aurait cédées à l'air, qui les aurait transmises au chlorure. D'ailleurs, l'expérience a été répétée et variée sans obtenir de différence dans les résultats. Au lieu de chlorure de calcium, je me suis servi de chaux dont la puissance siccative est très-grande; au lieu de gaz azote, j'ai employé du gaz hydrogène pour enlever, à l'aide de la chaux ou du chlorure de calcium, l'eau qui aurait pu adhérer au phosphore; au lieu de gaz oxigène, j'ai fait usage d'air. Dans tous les cas, la combustion du phosphore a eu lieu : donc le phosphore sec peut brûler dans l'air sec : donc l'eau n'agit qu'en dissolvant l'acide phosphatique à mesure qu'il se forme.

121. Tandis que le phosphore ne s'empare de l'oxigène de l'air, à la température ordinaire, que lentement et avec un dégagement de lumière si faible qu'elle n'est sensible que dans l'obscurité, il l'absorbe tout-à-coup au-dessus de 35 à 40°, en donnant lieu à une vive combustion. Ce n'est plus de l'acide phosphatique qui se forme alors, c'est de l'acide phosphorique qui, étant solide, laisse encore l'azote à l'état de gaz, chargé d'un peu de vapeur de phosphore. De là résulte un moyen très-simple, non-seulement d'obtenir l'azote pur, comme nous l'avons fait voir précédemment, mais de déterminer les quantités d'oxigène et d'azote qui entrent dans la composition de l'air atmosphérique, comme nous allons l'exposer; il suffira pour cela de remplir de mercure ou d'eau une petite cloche recourbée, d'y faire passer une certaine quantité d'air, par exemple, 100 parties; d'introduire ensuite 1 à 2 décigrammes de phosphore dans la portion courbe de la cloche, de la chauffer avec la lampe à esprit-de-vin jusqu'à ce que le phosphore s'enflamme et qu'on voie une aréole lumineuse descendre sur la surface du liquide, ce qui aura lieu

au bout de quelques secondes ; de laisser refroidir l'appareil et de mesurer le résidu : on trouvera celui-ci de 79 parties qui, par l'agitation avec le mercure ou l'eau, se dépouilleront de phosphore sans changer de volume. Aussi l'air est-il formé de cette quantité d'azote et de 21 d'oxigène, à part tout au plus un millième de gaz carbonique qu'il contient en outre.

122. L'air n'a d'action sur le soufre qu'à une température un peu plus élevée que celle à laquelle ce corps combustible entre en fusion. Une lumière bleuâtre, du gaz acide sulfureux dont l'odeur est extrêmement piquante et même suffocante, tels sont les produits qui se forment. Ainsi, le soufre se combine avec l'oxigène, se gazéifie, et reste mêlé avec l'azote. C'est encore dans une petite cloche courbe qu'il est facile de constater ces résultats : après l'avoir remplie de mercure, vous y ferez passer 100 parties d'air ; vous porterez un petit fragment de soufre dans sa partie courbe, et vous chaufferez le soufre à la lampe à esprit-de-vin, jusqu'au point de le réduire en vapeurs ; peu après la fusion, il brûlera avec flamme, et bientôt s'éteindra : laissant alors refroidir l'appareil, et mesurant le gaz, vous en trouverez 99 parties composées de 20 d'acide et de 79 d'azote, dont la séparation se fera par l'eau, l'acide y étant très-soluble et l'azote y étant à-peu-près insoluble.

122 *bis*. Le sélénium n'éprouve rien par le contact de l'air, à la température ordinaire ; il n'en absorbe l'oxigène qu'à l'aide de la chaleur, et encore est-il nécessaire qu'elle soit assez forte. Par exemple, que l'on chauffe le sélénium dans une capsule ou dans une cornue dont le col ne sera point fermé, il se vaporisera sans s'oxider, et se condensera en une fumée rouge, inodore, comme nous l'avons dit précédemment (103 *bis*). Mais si la vapeur vient à être touchée par un corps enflammé, elle colorera les bords de la flamme en bleu d'azur, et répandra une forte odeur de choux pourri,

qui est un indice certain de la formation d'une plus ou moins grande quantité de gaz oxide de sélénium. Il est encore une autre manière d'unir l'oxigène de l'air au sélénium; c'est de chauffer celui-ci dans une fiole pleine d'air atmosphérique, et que l'on tient bouchée jusqu'à ce qu'une grande partie du corps combustible soit évaporée : on remarque alors qu'il se forme non-seulement du gaz oxide, mais encore un peu d'acide sélénique. Aussi, l'eau dont on se sert pour laver la fiole prend-elle l'odeur de chou pourri, et rougit-elle la teinture de tournesol. (Berzelius)

123. L'iode et l'azote sont absolument sans action sur l'air. Il en est de même du chlore, pourvu que l'air soit pur. S'il ne l'était pas, s'il contenait, par exemple, des matières végétales ou des matières animales en suspension, le chlore agirait tout-à-coup sur elles et les détruirait : c'est même sur cette propriété que sont fondées les fumigations qu'on fait aujourd'hui si fréquemment avec cet agent énergique.

124. *Extraction.* — Il arrive souvent qu'il est nécessaire de se procurer de l'air d'un lieu pour en examiner les propriétés et en faire l'analyse. Rien de plus simple quand il est possible de pénétrer dans ce lieu même : c'est d'y vider un vase plein d'eau et de le boucher. Mais quand il est impossible ou difficile au moins d'en approcher, quel moyen employer? S'il s'agissait, par exemple, d'avoir de l'air du fond d'un puits, d'une grotte, d'une caverne profonde, il faudrait y descendre avec des cordes un flacon plein d'eau, et dont le goulot plongerait dans un bocal également plein de ce liquide; en soulevant l'une des cordes, le flacon se viderait d'eau et se remplirait d'air; lâchant ensuite la corde, le goulot plongerait de nouveau dans l'eau, de sorte qu'il n'y aurait plus, pour terminer l'opération, qu'à retirer l'appareil comme il aurait été descendu.

125. *Composition.* — Quoique nous ayons déjà dit

quelle était la composition de l'air, nous devons en parler de nouveau, afin de la prouver par l'expérience. Nous en traiterons même avec un soin tout particulier, parce qu'elle est des plus importantes et des plus fécondes en résultats.

L'air n'est autre chose qu'un mélange de 21 parties de gaz oxigène, de 79 de gaz azote, de quelques traces d'acide carbonique, et d'une très-petite quantité d'eau en vapeur, variable en raison de la température. Cherchons d'abord à reconnaître ces divers corps.

Il y a bien des manières de prouver que l'air contient de l'oxigène et de l'azote; mais la plus simple et la plus directe consiste à chauffer ce fluide avec du mercure dans un appareil propre à recueillir tous les produits : tel est celui qui est représenté (pl. XXIII, fig. 1); il se compose d'un matras, d'une cloche, d'un fourneau et d'un bain à mercure. Le matras est placé sur le fourneau; il contient 100 grammes de mercure; du reste il est plein d'air; sa capacité peut être de trois quarts de litre; son col recourbé s'engage jusqu'au haut de la cloche. Quant à celle-ci, elle plonge, comme on le voit, par sa partie inférieure, dans le bain mercuriel; elle n'a que la moitié de la capacité du matras; le mercure s'élève jusqu'aux deux tiers de sa hauteur, et l'air remplit l'espace vide qui est au-dessus de ce point. Dès que l'appareil est ainsi disposé, l'on fait du feu sous le matras, et l'on maintient la température, pendant cinq jours, à un degré de chaleur voisin de l'ébullition du mercure. D'abord, l'air se dilate et passe en partie dans la cloche; quelque temps après, l'absorption commence à avoir lieu; vers le deuxième jour, elle est très-sensible; au bout du cinquième elle est terminée, et équivaut à-peu-près, toutes choses égales d'ailleurs, à la sixième partie de l'air sur lequel on opère. Dans le matras apparaissent alors un grand nombres de pellicules rouges : ces pellicules proviennent de

l'union du métal avec la partie de l'air absorbée. En effet, en les exposant à une chaleur presqu'incandescente dans une très-petite cornue de verre dont le col communique avec une cloche pleine d'eau par le moyen d'un tube (pl. XXIII, fig. 2), elles se transforment en mercure qui se vaporise et se condense dans le col de la cornue, et en gaz qui passe sous la cloche et correspond au volume de celui qui disparaît. Mais puisqu'une partie de l'air peut s'unir au mercure et que l'autre ne possède pas cette propriété, il y a donc une grande différence entre les deux; c'est ce qu'une bougie allumée démontre évidemment : qu'on la plonge dans celui que le mercure solidifie et laisse ensuite dégager, elle brûlera avec force; qu'on la plonge dans le gaz que le mercure n'absorbe point, elle s'y éteindra sur-le-champ. Le premier sera du gaz oxigène, plus un peu de l'air des vases; le second sera du gaz azote, plus un peu de gaz oxigène et de gaz carbonique qui auront échappé à l'action du mercure. Il résultera de leur mélange un fluide en tout semblable à l'air atmosphérique.

Personne ne peut douter de l'existence de l'eau dans l'air. Ne la voit-on pas, en effet, s'y vaporiser et s'en précipiter presque continuellement? elle tombe des nuages, pénètre à travers le sol, se rassemble dans des cavités souterraines, d'où elle sort pour former les sources, les rivières, les mers; se vaporiser de nouveau et se précipiter encore. La température s'élève-t-elle, l'atmosphère acquiert la propriété de recevoir une nouvelle quantité de vapeur; éprouve-t-elle, au contraire, un refroidissement subit, bientôt la pluie se manifeste. Aussi suffit-il de mettre un mélange réfrigérant dans un vase, de mêler, par exemple, deux livres et demie de glace et une livre de sel bien pilé dans un bocal, pour que la surface de celui-ci se tapisse en quelques minutes de petits cristaux d'eau solidifiée. L'air humide est toujours plus léger que l'air sec, par la raison toute

simple que la densité de l'air est à celle de la vapeur comme 1 à 0,620.

Il est tout aussi facile de démontrer la présence de l'acide carbonique dans l'air que d'y démontrer celle de l'eau : et, d'abord, comment l'atmosphère ne contiendrait-elle pas cet acide, qui est l'un des produits de la respiration, de la décomposition putride, et de la combustion des bois et du charbon ? Mais ce ne sont point des conjectures que nous devons présenter ; ce sont des expériences convaincantes ; la suivante est sans réplique : que l'on expose huit à dix litres d'eau de chaux à l'air dans une terrine ; que l'on agite la dissolution de temps en temps, pour briser les pellicules qui se formeront à sa surface, et, en vingt-quatre heures, l'on obtiendra un dépôt de carbonate de chaux assez considérable pour qu'il soit possible d'en retirer une quantité très-sensible de gaz carbonique : or, ce gaz ne peut être fourni par le bocal ni par l'eau de chaux, qui n'en contiennent point : donc il provient de l'air.

125 *bis.* La nature des principes constituans de l'air étant constatée, il faut maintenant en déterminer la proportion. On peut déterminer celles du gaz oxigène et du gaz azote par tous les corps qui sont capables d'absorber l'oxigène à l'état liquide ou solide, et de ne point agir sur l'azote ; mais ceux qu'on emploie avec le plus de succès sont le phosphore, et surtout l'hydrogène. Déjà nous avons décrit l'analyse de l'air par le dernier de ces deux corps (115) ; elle est très-simple : elle consiste à prendre un eudiomètre à eau ou à mercure ; à y introduire une certaine quantité d'air et un excès de gaz hydrogène ; à faire passer une étincelle électrique à travers le mélange, et à mesurer le résidu : en retranchant celui-ci du volume du mélange, on en conclut l'absorption ; et cette absorption, divisée par 3, donne pour quotient la quantité

d'oxigène qui, retranchée elle-même du volume d'air sur lequel on opère, donne la quantité d'azote.

On doit également faire usage du phosphore, comme nous l'avons exposé en traitant de l'action du phosphore sur l'air : en conséquence, mettez le phosphore en contact avec une certaine quantité d'air, soit à chaud (121), soit à froid (118). Dans le premier cas, opérez sur l'eau ou sur le mercure; mais, dans le second, n'opérez que sur le mercure, parce que, l'expérience étant de longue durée, il serait possible que l'eau laissât dégager une portion de l'azote qu'elle tient en dissolution.

L'emploi de ces moyens prouve que par-tout à la surface de la terre, comme dans les régions élevées, le volume du gaz oxigène est au volume du gaz azote dans l'air comme 21 est à 79.

Quoiqu'il se forme à chaque instant, au sein des animaux et par la combustion des matières végétales, beaucoup de gaz carbonique qui passe dans l'atmosphère, il existe à peine un millième de ce gaz dans l'air atmosphérique : c'est que les végétaux ont la propriété de le décomposer, comme nous le verrons par la suite, de s'en approprier le carbone et d'en rendre l'oxigène libre; phénomène des plus remarquables, qui nous permet de concevoir comment la proportion des élémens de l'atmosphère ne change point. Mais puisque l'atmosphère contient une si petite quantité d'acide carbonique, pour l'apprécier, il faut opérer sur un volume d'air considérable. De tous les moyens, le meilleur consiste à se procurer un grand ballon à robinet, dont la capacité soit bien connue : après avoir introduit dans ce ballon une solution aqueuse de baryte (ou de protoxide de barium), on le ferme, et on le secoue pendant cinq à six minutes; au bout de ce temps, on y fait le vide le plus exactement possible, à l'aide d'un tuyau de cuir, terminé par un robinet d'une part, et de l'autre par une petite clo-

che (voy. *Composition de l'eau*, 287); le vide étant fait, on remplit le ballon d'air en le mettant en communication avec l'atmosphère, on le ferme, on le secoue de nouveau, et ainsi de suite vingt-cinq à trente fois.

A chaque fois, la baryte s'empare de l'acide carbonique de l'air du ballon, et forme du sous-carbonate de baryte insoluble; de sorte que le sous-carbonate de baryte formé, qu'on sait être composé de 21 d'acide carbonique et de 79 de baryte, représente l'acide carbonique de tout le volume d'air sur lequel se fait l'opération (*a*).

Cette expérience a été faite au mois de décembre 1812, par un assez beau jour, dans un ballon de $9^{\text{lit.}},592$, sur de l'air pris au haut d'une petite montagne, loin d'un lieu habité. $313^{\text{gram.}},08$ de solution de baryte y ont été versés; l'air a été renouvelé trente fois; et toute réduction faite, on s'est trouvé avoir opéré sur $288^{\text{lit.}},247$ d'air, à la température de $12^{\circ},5$, et sous la pression de $0^{\text{m}},76$, ou sur $357^{\text{gram.}},532$. Il en est résulté $0^{\text{gram.}},966$ de sous-carbonate ou $0^{\text{gram.}},203$ d'acide carbonique; d'où il suit que l'air contiendrait $\frac{1}{1761}$ de son poids d'acide carbonique (*b*).

(*a*) Une partie du sous-carbonate de baryte reste en suspension dans la liqueur, et l'autre s'attache aux parois du ballon. Pour obtenir la première, on verse la liqueur dans un flacon avec l'eau dont on s'est servi pour laver le ballon et l'on bouche le flacon. Le sous-carbonate se dépose complètement dans l'espace de quelques jours : alors on décante la liqueur, qui est très-claire; ensuite on verse de l'eau sur le dépôt, on la décante comme la première lorsqu'elle est très-limpide; enfin l'on fait sécher le carbonate dans une capsule, et on le pèse.

Pour obtenir la seconde, on verse une petite quantité d'acide hydro-chlorique faible dans le ballon; on le promène sur ses parois de manière à dissoudre tout le sous-carbonate. Cela étant fait, on verse la dissolution dans un vase, on lave le ballon, et l'on réunit les eaux de lavage à cette dissolution; puis on y ajoute une dissolution de sous-carbonate de potasse pur. Par ce moyen on reforme tout le sous-carbonate de baryte qu'on avait décomposé par l'acide hydro-chlorique; il se précipite, on le lave par décantation, on le sèche et on le pèse comme le premier.

(*b*) En rapportant cette expérience dans la première édition, je disais :

Tandis qu'on trouve toujours les mêmes quantités d'oxigène et d'azote dans l'air, du moins dans celui qui est en mouvement, on y trouve au contraire des quantités de vapeurs très-variables, en raison des lieux plus ou moins humides qu'il parcourt, et de la température plus ou moins élevée à laquelle il est exposé. Par conséquent, l'air est rarement saturé d'eau. Ce n'est, pour ainsi dire, que dans les temps de pluie ou de brouillard qu'il est dans cet état. Aussi peut-il presque toujours en recevoir une nouvelle quantité, surtout en été. L'hygromètre sur lequel Saussure et Deluc ont fait tant de recherches, indique

---

« Cette quantité d'acide carbonique me paraît si petite, que je crains qu'on » n'ait point agité assez long-temps la solution de baryte avec l'air, et qu'il » soit resté dans celui-ci une portion d'acide carbonique. » L'expérience doit être répétée.

Elle l'a été par M. Théod. de Saussure, mais en modifiant la manière d'opérer. L'air a été pris au milieu du jour, à quatre pieds au-dessus du sol, dans une grande prairie sèche et aérée, à une lieue de Genève, près des bords du lac. Voici les résultats qu'il a obtenus, mais en admettant 22 pour 100 d'acide dans le carbonate de baryte.

En hiver, 10000 parties d'air en volume ont donné :

Le 31 janv.	1809, à la temp. de	— 5°,0	4,57	parties de gaz acide carbonique.
Le 2	1811,	— 6°,0	4,66	
Le 7	1812,	+ 1°,2	5,14	

On, par un terme moyen entre ces observations, 10000 parties en volume d'air atmosphérique contiennent 4,79 parties de gaz acide carbonique.

10000 parties en poids du même air contiennent 7,28 de cet acide.

En été, 10000 parties d'air en volume ont donné :

Le 20 août	1810, à la temp. de	22°,	7,79	parties de gaz acide carbonique.
Le 27 juillet	1811,	22°,	6,47	
Le 15	1815,	29°,	7,13	

Ou, par un terme moyen entre ces observations, 10000 parties en volume d'air atmosphérique contiennent 7,13 parties d'acide carbonique.

10000 parties en poids du même air contiennent 10,83 parties d'acide carbonique.

Ces résultats montrent, suivant M. de Saussure, que la quantité d'acide carbonique contenue dans l'atmosphère est beaucoup plus grande en été qu'en hiver. (*Annales de Chimie et de Physique*, tom. II, pag. 199; et tom. III, pag. 170.)

bien les points extrêmes de sécheresse et d'humidité de l'air; il fait aussi connaître si l'air d'un lieu est plus humide que celui d'un autre; mais il n'indique point les quantités de vapeur contenue dans l'air, parce que l'on ne connaît pas bien encore le rapport qu'il y a entre ces quantités, la marche de l'hygromètre et celle du thermomètre. M. Gay-Lussac, à la vérité, a commencé un travail qui a pour objet cette détermination précise : malheureusement, il n'a encore publié que les résultats qu'il a obtenus pour la température de 10° centésimaux. Ces résultats se trouvent sous forme de table dans le 1er volume du *Traité de Physique* de M. Biot, p. 532 et 533. On doit se rappeler d'ailleurs que dans tous les cas où l'air est saturé de vapeur, rien n'est plus facile que de déterminer le poids de celle-ci par le calcul (tom. 1, pag. 231).

126. *Usages.* — Il n'est point de corps dont les usages soient plus importans et plus multipliés que ceux de l'air. Nous ne rapporterons que les principaux. Nous extrayons de l'air, par la combustion des bois, des charbons, des huiles, de la cire, des graisses, toute la chaleur et la lumière artificielles dont nous avons besoin. C'est au moyen de l'air que l'on calcine les métaux, que l'on grille les mines, et que l'on en dégage le soufre et l'arsenic, le soufre à l'état d'acide sulfureux, et l'arsenic à l'état de deutoxide. C'est de l'air que provient tout l'oxigène qui entre dans la composition de l'acide sulfurique. L'air est un agent nécessaire pour la fabrication de diverses couleurs, surtout de l'indigo et de l'écarlate; il les avive et leur donne de l'éclat. Mis en contact avec la soie, avec les toiles, il les blanchit. Tous les animaux le respirent sans cesse; sans air, aucun d'eux ne pourrait vivre. Il n'est pas moins nécessaire aux végétaux; ceux-ci décomposent surtout l'acide carbonique qu'il contient; ils s'approprient le carbone de cet acide, et en rejettent l'oxigène. Comme l'air

n'est presque jamais saturé d'eau, on l'emploie souvent pour dessécher une foule de corps, et même pour concentrer des liquides : c'est ainsi qu'en exposant, dans les marais salans, l'eau de la mer au contact de l'air, on la concentre au point que le sel s'en sépare spontanément. Enfin, l'on se sert aussi de l'air comme force motrice; mais il n'est point de notre objet de le considérer sous ce rapport.

CHAPITRE II.

DES MÉTAUX.

127. Les métaux sont des corps simples, presque complètement opaques, très-brillans en masse, brillans même en poussière, pourvu qu'elle ne soit pas trop ténue, doués de la propriété de recevoir un beau poli et de prendre un éclat très-vif, bons conducteurs du calorique, transmettant le fluide électrique avec une rapidité extrême, capables de se combiner en diverses proportions avec l'oxigène, et de donner naissance à des oxides qui sont ternes, et qui, pour la plupart, peuvent former des sels plus ou moins neutres avec les acides.

128. *Historique.* — Les métaux ont été l'objet d'un grand nombre de recherches. Il n'est point de chimiste qui ne s'en soit occupé. Mais ceux qui l'ont fait avec le plus de constance sont, sans contredit, les alchimistes. Ils s'imaginaient qu'il existait des métaux parfaits, tels que l'or et l'argent, et des métaux imparfaits, tels que le mercure, le plomb, et qu'on pouvait, par des moyens cachés, transformer ces derniers en argent, ou en or, qu'ils appelaient le *roi* et le plus parfait des *métaux*. Guidés par une fausse théorie, doués d'une patience infatigable, animés d'un zèle aveugle, ils ne formaient de vœux que pour parvenir à opérer un jour cette transformation : c'était à leurs yeux le grand œuvre, la pierre philosophale, le plus noble but

qu'il fût possible de se proposer : veilles, fortune, tout était sacrifié à leurs chimériques recherches. Se croyant toujours sur le point de réussir, ils recommençaient sans cesse, avec une nouvelle ardeur, leurs longues tentatives, pour lesquelles ils avaient inventé des fourneaux où le feu, par eux, était entretenu pendant des années entières. Quelques-uns même, enivrés d'un fol orgueil, s'étaient flattés de pouvoir se soustraire à la mort par la découverte d'un remède universel ; et leurs yeux ne furent dessillés que quand ils virent Paracelse, leur chef, qui se vantait d'avoir trouvé ce remède surnaturel, mourir à quarante-huit ans, accablé d'infirmités, fruits de sa débauche, en assurant que sa panacée, qu'il portait ordinairement au pommeau de son épée, était un gage sûr d'immortalité.

Tant d'efforts, tant de travaux devaient nécessairement produire quelqu'heureux résultats : aussi peut-on dire que la branche de la chimie qui traite des métaux doit un assez grand nombre de découvertes aux alchimistes. Cependant ces découvertes sont loin d'égaler celles qui ont été faites depuis quarante ans. C'est en effet depuis cette époque que la plupart des métaux ont été trouvés ; et tandis qu'avant le 15e siècle, il n'y en avait que sept de connus : l'or, l'argent, le fer, le cuivre, le plomb, l'étain et le mercure, nous en connaissons aujourd'hui quarante-un, qui tous ont été nommés en parlant des corps simples (19).

TABLEAU *de la découverte des Métaux.*

NOMS des MÉTAUX.	AUTEURS DE LEUR DÉCOUVERTE.	ÉPOQUES de leur découverte.
Or......... Argent..... Fer........ Cuivre...... Mercure..... Plomb...... Etain.......	Connus de toute antiquité.	
Zinc.......	Indiqué par Paracelse, qui mourut en	1541.
Bismuth....	Décrit dans le traité d'Agricola, qui parut en........................	1520.
Antimoine..	Bazile-Valentin décrivit le procédé d'extraction....................	15e siècle.
Arsenic..... Cobalt......	Brandt...........................	1733.
Platine.....	Wood, essayeur à la Jamaïque......	1741.
Nickel......	Cronstedt.........................	1751.
Manganèse..	Gahn et Schéele, à-peu-près vers.....	1774.
Tungstène..	MM. Delhuyart, à-peu-près vers.....	1781.
Tellure.....	M. Muller de Reichenstein..........	1782.
Molybdène..	Soupçonné par Schéele et Bergmann, constaté par Hielm en............	1782.
Titane......	Grégor...........................	1781.
Urane......	M. Klaproth.......................	1789.
Chrôme.....	M. Vauquelin......................	1797.
Colombium.	M. Hatchett.......................	1802.
Palladium... Rhodium...	M. Wollaston......................	1803.
Iridium.....	Par M. Descotils, et constaté par Fourcroy, M. Vauquelin et Smithson-Tennant en.........................	1803.
Osmium....	M. Tennant.......................	1803.
Cérium.....	MM. Hisinger et Berzelius..........	1804.
Potassium... Sodium.....	Découverts par M. Davy en.........	1807.
Barium..... Strontium... Calcium....	Indiqués par M. Davy en...........	1807.
Cadmium...	M. Hermann ou M. Stromeyer.......	1818.
Lithium....	M. Arfwedson......................	1818.

129. Les métaux ne doivent point être étudiés dans un ordre arbitraire : autrement leur étude offrirait de grandes difficultés. Nous les diviserons en six sections, fondées sur l'affinité que ces corps ont pour l'oxigène.

Dans la première section, nous placerons ceux qui n'ont point encore pu être réduits, et qui ne sont admis au rang des métaux que par analogie, ou parce que les matières dont nous les extrayons ont les plus grands rapports avec les oxides métalliques : ils sont au nombre de sept, savoir : le magnésium, le glucinium, l'yttrium, l'aluminium, le thorinium, le zirconium, le silicium.

Nous mettrons, dans la deuxième section, ceux qui ont la propriété d'absorber le gaz oxigène à la température la plus élevée, et de décomposer subitement l'eau à la température ordinaire, en s'emparant de son oxigène et en dégageant son hydrogène avec une vive effervescence. Six sont dans ce cas : le calcium, le strontium, le barium, le lithium, le sodium et le potassium.

Nous composerons la troisième section des métaux qui ont la propriété d'absorber le gaz oxigène à la température la plus élevée, comme ceux des deux premières sections, mais de ne décomposer l'eau qu'à l'aide de la chaleur rouge. Cette section comprend cinq métaux : le manganèse, le zinc, le fer, l'étain et le cadmium. Peut-être que celui-ci ne devrait pas en faire partie ; car si nous le plaçons ici, ce n'est pas d'après une expérience directe et par conséquent démonstrative ; c'est seulement parce que, comme le manganèse le zinc, le fer, il est soluble dans l'acide hydrochlorique liquide, dans l'acide sulfurique faible, et même dans l'acide acétique, avec dégagement de gaz hydrogène, phénomène qui tend à prouver que son affinité pour l'oxigène est grande, et qui n'appartient d'ailleurs, suivant toute apparence, qu'aux métaux capables d'opérer la décomposition de l'eau.

Nous formerons la quatrième section des métaux qui, comme les précédens encore, peuvent absorber le gaz oxigène à la température la plus élevée, mais qui ne décomposent l'eau ni à froid ni à chaud. Cette section est la plus nombreuse; elle renferme quinze métaux, savoir: l'arsenic, le molybdène, le chrôme, le tungstène, le colombium, l'antimoine, l'urane, le cérium, le cobalt, le titane, le bismuth, le cuivre, le tellure, le nickel et le plomb. Nous établirons dans cette section deux subdivisions: dans la première, nous placerons les cinq premiers métaux qui sont acidifiables; et, dans la seconde, les dix autres qui ne sont qu'oxidables.

La cinquième section comprendra les métaux qui ne peuvent absorber le gaz oxigène qu'à un certain degré de chaleur, et qui ne peuvent point opérer la décomposition de l'eau. Leurs oxides se réduisent nécessairement à une température élevée: le mercure, l'osmium, composent cette section.

Enfin, la sixième section sera formée des métaux qui ne peuvent absorber le gaz oxigène et décomposer l'eau à aucune température, et dont les oxides se réduisent au-dessous de la chaleur rouge. Ces métaux sont au nombre de six: l'argent, le palladium, le rhodium, le platine, l'or et l'iridium.

Après avoir cherché à ranger, autant que possible, les métaux suivant l'ordre de leur plus grande affinité pour l'oxigène, non-seulement dans les sections les unes par rapport aux autres, mais encore dans chaque section en particulier, classification dont nous tirerons un grand parti par la suite, nous allons nous occuper de leur histoire générale, en commençant par l'étude de leurs propriétés physiques (*a*).

(*a*) Cependant cette classification sera sans doute modifiée par la suite

130. *Propriétés physiques.* — *Etat.* Tous les métaux sont solides à la température ordinaire, excepté le mercure : celui-ci ne se solidifie qu'à —40°.

Couleur. Les métaux sont différemment colorés : l'or est jaune ; le cuivre et le titane sont rouges ; presque tous les autres sont plus ou moins blancs.

TABLEAU *de la Couleur des Métaux.*

Argent	blanc éclant.
Étain, Platine, Palladium, Nickel, Mercure, Iridium, Tellure	blanc tirant sur celui de l'argent.
Antimoine	blanc argentin tirant sur le bleuâtre.
Cadmium	*Idem.*
Cobalt	gris blanc d'étain.
Potassium, Sodium, Manganèse, Arsenic, Cérium, Rhodium	blanc grisâtre.
Plomb, Zinc	blanc gris tirant sur le bleu.
Bismuth	blanc jaunâtre.
Fer	gris avec une nuance de bleu.
Molybdène, Urane	gris foncé.
Osmium	poudre noire ou bleuâtre.
Or	jaune pur.
Cuivre	jaune rougeâtre.
Titane	rouge.

relativement au rang qu'occupent entre eux les métaux de chaque section ; car nous ne connaissons pas bien le degré d'attraction de ces corps pour l'oxigène. Il est probable même que l'on fera passer quelques métaux d'une section dans une autre.

Eclat. On appelle *éclat métallique* un brillant très-vif, particulier aux métaux même réduits en poussière. Cet éclat dépend de la propriété que ces corps ont de réfléchir une très-grande quantité de lumière. Les plus éclatans sont l'or, l'argent, le platine, le fer à l'état d'acier, le cuivre, etc.

Opacité. Les métaux sont presque complètement opaques; pendant long-temps même, on les a regardés comme doués d'une opacité absolue; mais il est certain qu'une feuille d'or très-mince laisse passer quelques rayons lumineux : c'est ce qu'il est facile de voir, en plaçant cette feuille entre son œil et la lumière du soleil ou d'une bougie. Or, comme l'or est le plus dense des métaux après le platine, et qu'il est presque aussi dense que ce métal, il est permis de croire qu'aucun métal n'est parfaitement opaque.

Densité. On croyait autrefois que les métaux étaient essentiellement plus denses que les autres corps; mais l'on a été forcé de renoncer à cette opinion depuis la découverte du potassium et du sodium. La densité des métaux est très-variable : le platine, qui est le plus dense, pèse, lorsqu'il est forgé, plus de vingt-deux fois autant que l'eau distillée; tandis que le potassium, qui est le plus léger, a une pesanteur spécifique moindre qu'elle. Le tableau suivant offre les métaux rangés par ordre de leur plus grande pesanteur spécifique, celle de l'eau étant prise pour unité.

TABLEAU *de la Pesanteur spécifique des Métaux, par ordre de plus grande densité, à la température ordinaire.*

Platine	20,98	Brisson.
Or	19,257	Brisson.
Tungstène	17,6 à 17°,5	D'Elhuyart.
Mercure	13,568	Brisson.
Palladium (selon qu'il est écroui au marteau ou laminé)	11,3 à 11,8	Wollaston.
Plomb	11,352	Brisson.
Argent	10,4743	Brisson.
Bismuth	9,822	Brisson.
Cobalt	8,5384	Haüy.
Urane	9	Bucholz.
Cuivre	8,895	Hatchett.
Cadmium	8,6040	Stromeyer.
Arsenic	8,308	Bergmann.
Nickel	8,279	Richter.
Fer	7,788	Brisson.
Molybdène	7,400	Hielm.
Étain	7,291	Brisson.
Zinc	6,861 à 7,1	Brisson.
Manganèse	6,850	Bergmann.
Antimoine	6,7021	Brisson.
Tellure	6,115	Klaproth.
Sodium	0,97223 à 15°	Gay-Lussac et Thenard.
Potassium	0,86507 à 15°	Gay-Lussac et Thenard.

Ductilité. La ductilité est la propriété qu'ont certains métaux de se réduire en fils en passant à la filière (*a*), et de se réduire en lames sous le choc du marteau ou la pres-

(*a*) La filière est une plaque rectangulaire d'acier, percée de trous de différens diamètres, à travers lesquels on fait passer les métaux pour les réduire en fils. L'on coule en lingot, ou l'on forge en cylindre le métal que l'on veut tirer en fils; on amincit l'une de ses extrémités, et on l'engage dans l'un des trous de la filière disposée verticalement et assujettie avec beaucoup de solidité. On saisit alors l'extrémité amincie du métal avec une pince que l'on serre fortement; on le force, au moyen de leviers, à passer à travers la filière. On le fait ainsi passer par des trous de plus en plus petits, ayant soin de le recuire de temps en temps pour éviter qu'il ne se gerce; on continue cette manœuvre jusqu'à ce que le fil soit arrivé à la grosseur que l'on desire.

sion du laminoir (*a*) : cependant cette dernière propriété est plus particulièrement connue sous le nom de *malléabilité*. Il paraît qu'il existe une différence réelle entre la ductilité et la malléabilité, car les métaux qui passent le mieux à la filière ne sont pas toujours ceux qui passent le mieux au laminoir ; nous citerons pour exemple le fer, dont on fait des fils tres-fins, et dont on ne peut pas faire des lames très-minces. Parmi les métaux que l'on peut réduire, il y en à 16 qui sont ductiles et 14 qui sont cassans. Le métal le plus ductile ne peut s'aplatir ou être réduit en fil que jusqu'à un certain point, sans être chauffé.

(*a*) Un laminoir se compose de deux cylindres d'acier placés horizontalement l'un au-dessus de l'autre, qui tournent dans le même sens, et que l'on peut rapprocher à volonté. On aplatit par l'un de ses bouts le métal que l'on veut réduire en lames, et on le fait passer entre les deux cylindres dans le sens de leur marche. La distance entre les deux cylindres doit être moindre que l'épaisseur du corps à laminer.

Il est évident qu'au lieu de placer les cylindres horizontalement, on pourrait les placer verticalement; mais la position verticale n'est pas si commode que la position horizontale. Dans tous les cas, il est nécessaire de recuire de temps en temps les pièces que l'on lamine, c'est-à-dire de les faire rougir, et de les laisser refroidir peu à peu. Sans cette précaution, elles se gerceraient et même se déchireraient complètement, parce qu'alors leurs parties étant rapprochées, ne pourraient plus glisser les unes sur les autres. Les métaux les moins ductiles sont ceux qui exigent d'être recuits le plus souvent.

Tableau *de la Ductilité et de la Malléabilité.*

MÉTAUX DUCTILES ET MALLÉABLES, rangés par ordre alphabétique.	MÉTAUX CASSANS, rangés par ordre alphabétique.	MÉTAUX rangés à-peu-près par ordre de leur plus grande facilité à passer à la filière.	MÉTAUX rangés a-peu-près par ordre de leur plus grande facilité à passer au laminoir.
Argent.	Antimoine.	Or.	Or.
Cadmium.	Arsenic.	Argent.	Argent.
Cuivre.	Bismuth.	Platine.	Cuivre.
Étain.	Cérium.	Fer.	Étain.
Fer.	Chrôme.	Cuivre.	Platine.
Iridium.	Cobalt.	Zinc.	Plomb.
Mercure.	Colombium.	Étain.	Zinc.
Nickel.	Manganèse.	Plomb.	Fer.
Or.	Molybdène.	Nickel.	Nickel.
Osmium.	Rhodium.	Palladium ?	Palladium ?
Palladium.	Tellure.	Cadmium (*c*)?	Cadmium (*c*)?
Platine.	Tungstène.		
Plomb.	Titane.		
Potassium.	Urane (*b*).		
Sodium.			
Zinc (*a*).			

Tenacité. On entend par tenacité la propriété qu'ont les métaux ductiles, réduits en fils d'un petit diamètre, de supporter un certain poids sans se rompre : elle est d'autant plus grande que ce poids est plus considérable.

(*a*) L'iridium et l'osmium n'ayant point encore pu être fondus, on ignore s'ils sont réellement ductiles ; on ne les regarde comme tels que parce qu'ils forment des alliages qui ont de la ductilité.

(*b*) Le colombium, le cérium et le titane n'ayant point encore pu être fondus, on ignore s'ils sont réellement cassans ; on ne les regarde comme tels que parce qu'ils forment des alliages cassans.

(*c*) Le palladium et le cadmium sont suivis d'un point d'interrogation pour indiquer qu'on ne sait pas le rang qu'ils doivent avoir.

Les métaux suivans, tirés en fils de 2 millimètres de diamètre, ont supporté, savoir :

	kilog.	
Fer................	249,659	Sickingen.
Cuivre..............	137,399	Sickingen.
Platine..............	124,000	Guyton-Morveau.
Argent..............	85,062	Sickingen.
Or.................	68,216	Sickingen.
Étain...............	24,200	Muschenbroeck.
Zinc................	12,720	Muschenbroeck.

Dureté. Il existe entre les métaux une très-grande différence sous le rapport de leur dureté; il en est qui raient presque tous les corps : tel est le fer, etc.; il en est d'autres, au contraire, que presque tous les corps raient : tel est le plomb, qu'on entame avec l'ongle; tels sont le potassium, le sodium, qui ont la consistance de la cire.

Parmi les métaux dont on a éprouvé la dureté, les plus durs sont, d'après une table insérée dans l'ouvrage de M. Thomson, le tungstène et le palladium; viennent ensuite, par ordre de plus grande dureté, le manganèse et le fer, le nickel, le platine, le cuivre, l'argent et le bismuth, l'or, le zinc et l'antimoine, le cobalt et l'étain, le plomb (*a*), l'arsenic.

Le sodium et le potassium ont beaucoup moins de dureté que les précédens; celle du mercure est nulle.

Elasticité et sonorité. Les métaux sont, en général, d'autant plus élastiques et sonores qu'ils ont plus de dureté : aussi augmente-t-on l'élasticité et la sonorité de ces corps en les combinant avec d'autres corps qui les rendent plus durs sans en détruire le caractère métallique. *Exemple*, acier trempé, ou combinaison de fer et de charbon; métal de cloche, ou alliage de cuivre et d'étain. La plu-

(*a*) L'arsenic est sans contredit plus dur que le plomb.

part des métaux possèdent ces deux propriétés à un plus haut degré que les corps non métalliques.

Dilatabilité. Tous les métaux éprouvés jusqu'ici sont plus dilatables que les autres solides, à quelques exceptions près. Chacun d'eux se dilate sensiblement, d'une manière uniforme, depuis zéro jusqu'à 100 degrés. Au-delà, cette uniformité de dilatation n'a plus lieu. (*Voyez* ce qui a été dit à ce sujet (42)).

Odeur et saveur. On observe que plusieurs métaux ont une odeur et une saveur désagréables qui se développent surtout par le frottement : tels sont le fer, le plomb, le cuivre et l'étain. L'or, l'argent et le platine ne sont pas doués de ces propriétés; d'où l'on peut penser qu'il n'y a que les métaux susceptibles d'oxidation par l'air qui les ont, du moins à un degré remarquable.

Structure ou tissu. La structure ou le tissu d'un métal n'est autre chose que la forme qu'affectent les parties intérieures de ce métal. Tantôt ce tissu est lamelleux, comme dans l'antimoine, le bismuth, le zinc; tantôt il est fibreux, comme dans le fer; tantôt à petits grains, comme dans l'acier.

Nous venons de passer en revue toutes les propriétés physiques des métaux. Considérons maintenant leurs propriétés chimiques, et voyons d'abord quel est leur degré de fusibilité.

131. *Propriétés chimiques. — Action du feu.* La fusibilité des métaux est très-variable. Les uns fondent au-dessous de la chaleur rouge; plusieurs autres un peu au-dessus de ce degré; un certain nombre n'entrent en fusion qu'à une température très-élevée; d'autres enfin sont presque infusibles. Le feu d'un fourneau ordinaire suffit pour fondre les premiers; les seconds exigent un feu de réverbère; les troisièmes un feu de forge; les derniers ne cèdent qu'au feu que produisent l'oxigène pur et le charbon, ou l'oxigène et l'hydrogène. C'est ordinairement dans

un creuset que se fait l'opération : ce ne serait qu'autant que le métal serait très-fusible, très-oxidable, tel que le potassium et le sodium, qu'il conviendrait de la faire dans une petite cloche remplie d'huile.

Lorsque les métaux sont fondus, qu'on les laisse refroidir, qu'on perce la croûte qui est à la surface, et qu'on décante les parties intérieures qui sont encore liquides, on les obtient cristallisés (9). Les formes qu'ils affectent sont le cube et l'octaèdre. Celui qui cristallise le plus facilement est le bismuth bien pur, et surtout privé d'arsenic; ses cristaux sont cubiques, et se disposent de manière à former des pyramides quadrangulaires creuses.

Lorsqu'au lieu d'exposer les métaux à une température capable de les fondre, on les expose à une température bien plus élevée, plusieurs se volatilisent (*a*). Six au moins sont dans ce cas : le mercure, l'arsenic, le cadmium, le potassium, le tellure et le zinc. Pour s'assurer de leur volatilité, il faut les chauffer; savoir : le mercure, le tellure et le cadmium, dans une cornue de verre, à laquelle on adapte un récipient où vient se rendre le métal; le potassium, dans une petite cloche de verre pleine de gaz azote et de mercure; et le zinc, dans une cornue de grès (*b*).

(*a*) M. Chaudet croit que le bismuth est volatil (*Annales de Chimie et de Physique*, tom. IX, pag. 397); ce métal ne se sublime réellement que dans les mêmes circonstances que l'antimoine. (*Voy.* la note *b*.)

(*b*) L'antimoine, exposé à l'action d'une très-haute température dans une cornue de grès, ne se volatilise pas : cependant en calcinant de l'oxide d'antimoine avec du charbon, ce métal se sublime en grande partie à mesure qu'il se réduit. Comment expliquer ces résultats en apparence contradictoires? comme l'a fait M. Gay-Lussac. Tous les liquides ont une tendance à se réduire en vapeurs. En vertu de cette tendance, un liquide placé dans un espace vide ou plein de gaz, se vaporise en quantité d'autant plus grande que l'espace est plus grand, etc. (49). Or, dans le premier cas, l'antimoine se trouve placé dans un espace très-petit qui est égal au volume de la cornue; au lieu que dans le second, ce métal est dans le même cas que s'il était placé dans un espace considérable, puisqu'il se forme alors

TABLEAU *des Métaux rangés suivant l'ordre de leur plus grande fusibilité.*

	Métaux	Thermom. centig.	Autorités
Fusibles au-dessous de la chaleur rouge.	Mercure	— 39°	Divers chimistes.
	Potassium	+ 58	Gay-Lussac et Thenard.
	Sodium	+ 90	Gay-Lussac et Thenard.
	Étain	+210	Newton.
	Bismuth	+256	Newton.
	Plomb	+260	M. Biot.
	Tellure... Un peu moins fusible que le plomb.		M. Klaproth.
	Arsenic. Indéterminé		
	Zinc	+370	Min. de M. Brongniart.
	Antimoine. Un peu au-dessous de la chaleur rouge.		
	Cadmium.		Stromeyer.

	Métaux	Pyrom. de Wedgwood.	Autorités
Infusibles au-dessous de la chaleur rouge.	Argent	20°	Kennedy, suiv. Thoms.
	Cuivre	27	Wedgwood.
	Or	32	Wedgwood.
	Cobalt.... Un peu moins difficile à fondre que le fer.		
	Fer	130	Wedgwood.
		158	Le chevalier Makenzie.
	Manganèse	160	Guyton.
	Nickel... Comme le manganèse		Richter.
	Palladium.		
	Molybdène, Urane, Tungstène, Chrôme	Presque infusibles, et ne pouvant point être obtenus en boutons au feu de forge.	Fusibles au chalumeau d'oxigène et d'hydrogène.
	Titane, Cérium, Osmium, Iridium, Rhodium, Platine, Colombium		Infusibles au feu de forge. Fusibles au chalumeau d'oxigène et d'hydrogène.

beaucoup de gaz acide carbonique, et que ce gaz doit se charger de vapeurs antimoniales, en raison du volume qu'il occupe. D'ailleurs, on conçoit facilement pourquoi l'antimoine se condense presqu'entièrement dans

131 *bis. Action du fluide électrique.* Les métaux sont d'excellens conducteurs de l'électricité. Tant que leur surface suffit à l'écoulement du fluide électrique, ils n'éprouvent aucune altération; mais lorsqu'elle n'est pas suffisante, ce fluide pénètre dans leur intérieur, les échauffe, et parvient même à les fondre et à les volatiliser. Tel est l'effet que produit la décharge d'une forte batterie composée de piles à larges plaques ou de bouteilles de Leyde, sur des fils ou des lames minces d'un métal quelconque, et l'on observe de plus que si l'expérience se fait dans l'air, il en résulte une combustion plus ou moins vive, dont la flamme est diversement colorée. Par exemple, le fer brûle avec une lumière blanche très-vive; le zinc avec une flamme blanche mêlée de bleu et de rouge; l'étain en produit une d'un blanc bleuâtre; l'or et le cuivre sont dans le même cas, et donnent naissance à des oxides bruns; la flamme produite par le plomb est bleuâtre et surtout purpurine; enfin celle de l'argent est verte.

Nous devons ajouter à ces résultats ceux que M. Children a obtenus, d'autant plus qu'ils sont très-remarquables. (*Ann. de Chimie,* t. XCVI, p. 130.) La pile dont il s'est servi était construite comme celle dont il a été question (69 *bis*), et formée des plus grandes plaques qui aient été employées jusqu'ici. En effet, chaque plaque de zinc avait six pieds de long et deux pieds huit pouces de large (*a*), et chaque plaque de cuivre avait une surface double; leur

---

le col de la cornue : c'est un effet immédiat du refroidissement qu'il éprouve.

Il en est des autres métaux, et de tous les corps en général, comme de l'antimoine; tous se vaporisent plus ou moins lorsqu'on les fond et qu'on les expose à des courans de gaz. Les uns, tels que l'antimoine, le sodium, etc., possèdent cette propriété d'une manière remarquable. Les autres, tels que l'or, la possèdent à peine, ce qui dépend des causes que nous avons exposées (51).

(*a*) Les mesures dont il est ici question sont des mesures anglaises.

nombre était tel qu'il en résultait vingt-un compartimens dont la capacité s'élevait à 945 gallons (un gallon vaut $3^{lit.},784$). Deux tubes de plomb étaient soudés, l'un au pole positif et l'autre au pole négatif; ils plongeaient par leurs extrémités libres dans des bassins de mercure séparés.

M. Children a cherché d'abord à connaître la facilité avec laquelle différens métaux entrent en ignition lorsqu'on les place dans le circuit voltaïque. Pour cela, il s'est servi dans chaque expérience de deux fils de métaux différens, qui avaient l'un et l'autre 8 pouces de long et $\frac{1}{30}$ de pouce de diamètre; chacun d'eux, d'une part, était en contact avec le mercure des bassins, et de l'autre était recourbé de manière à pouvoir s'accrocher réciproquement dès que l'on avait versé une partie d'acide étendu de 40 parties d'eau dans les compartimens de la batterie, pour y produire une excitation modérée. Voici ce qui a eu lieu avec les fils métalliques suivans :

Fils de platine et d'or.....	Ignition du platine.
Fils d'or et d'argent......	Ignition de l'or.
Fils d'or et de cuivre......	Ignition des deux.
Fils d'or et de fer........	Ignition du fer.
Fils de platine et de fer....	Ignition instantanée du fer, et quelque temps après du platine.
Fils de platine et de zinc...	Ignition du platine, et quelquefois fusion du zinc.
Fils de zinc et de fer......	Ignition du fer; échauffement du zinc sans fusion.
Fils de plomb et de platine.	Fusion du plomb dans son point de contact avec le platine.
Fils d'étain et de platine...	Fusion de l'étain au point de contact.
Fils de zinc et d'argent....	Ignition du zinc avant d'être fondu.
Trois paires de fils de platine et d'argent.........	Ignition des fils de platine.
Un fil de zinc entre deux de platine................	Ignition des fils de platine.

M. Children ayant ensuite porté la pile à un très-haut degré d'excitation, en versant, dans les compartimens qu'elle forme, de l'eau chargée d'un vingtième de son poids d'un mélange d'acide nitrique et d'acide sulfurique, il soumit à son action des fils de platine de différentes longueurs et de différens diamètres.

Fil de platine de 5 pieds 6 pouces de long, et $\frac{11}{100}$ de pouce de diamètre : il devint rouge dans toute sa longueur, même en plein jour.

Fil de platine de 8 pieds 6 pouces de long, et de $\frac{44}{100}$ de pouce de diamètre : il s'échauffa jusqu'au rouge.

Tige de platine de $\frac{1}{6}$ de pouce en carré, et de 2 pouces $\frac{1}{4}$ de long : non-seulement elle fut chauffée au rouge, mais à la fin elle entra en fusion.

Tige cylindrique de platine de 2 pouces $\frac{1}{2}$ de long, et de $\frac{276}{1000}$ de pouce de diamètre : elle s'échauffa au point de paraître d'un rouge blanc.

M. Children éprouva aussi l'action de la forte batterie sur l'iridium et sur l'alliage d'iridium et d'osmium : pour cela, il plaça le métal ou l'alliage au fond d'une petite excavation pratiquée dans un morceau de charbon de bois bien brûlé et flottant à la surface du mercure dans l'un des bassins; le circuit était complété par un morceau de charbon en communication avec l'autre bassin au moyen de gros fils de cuivre.

L'iridium se fondit en un globule pesant 7 grains, et renfermant encore quelques petites cavités : dans cet état, il était blanc, très-brillant, et pesait spécifiquement 18,68.

Le composé d'iridium et d'osmium se fondit aussi en un globule. Plusieurs autres essais furent également faits sur des oxides métalliques et de petits fragmens de pierres dures : presque toujours il y eut réduction ou fusion (472).

Action de la lumière et du fluide magnétique. (Voyez 63 et 77 *bis.*)

132. *Action du gaz oxigène.* — Les phénomènes que l'oxigène nous présente dans son contact avec les métaux sont trop importans pour ne pas les considérer avec toute l'attention possible. Nous devons donc examiner toutes les causes qui peuvent contribuer à leur production, et tenir compte de leurs effets : ces causes, indépendamment de l'affinité, résident principalement dans l'état hygrométrique de l'oxigène et dans la température.

Le gaz oxigène sec, à la température ordinaire, est absorbé par le potassium ; d'où l'on peut croire qu'il le serait également par le barium, le lithium, le strontium, le calcium, et par les métaux de la première section ; mais il ne l'est, à cette température, ni par le sodium, ni par aucun des métaux appartenant aux quatre dernières sections. Un certain degré de chaleur favorise singulièrement son action : aussi, par ce moyen, agit-il sur tous les métaux, ceux de la dernière section exceptés. Un grand nombre l'absorbent même à une température suffisamment élevée, en donnant lieu à un dégagement de lumière ; savoir : les métaux de la seconde section ; le zinc, le fer, l'étain et le cadmium de la troisième ; l'arsenic, l'antimoine, le tellure, le bismuth de la quatrième. L'étain, l'antimoine et le bismuth sont ceux dont la combustion est la plus faible. Peut-être paraîtra-t-il extraordinaire de voir le tellure brûler avec lumière, tandis que le manganèse, qui a beaucoup plus d'affinité pour l'oxigène que lui, ne possède pas cette propriété : la raison en est cependant bien simple, c'est que le tellure étant fusible et volatil, forme à la fois beaucoup plus d'oxide que le manganèse, qui est fixe et presque infusible. En effet, pour qu'un corps brûle avec flamme, il ne faut pas seulement qu'il ait beaucoup d'affinité pour l'oxigène ; il faut encore qu'il entre facilement en fusion, ou qu'il soit vola-

til, ou bien que l'oxide dont il est le radical puisse se fondre ou se vaporiser facilement : sans cela, le contact entre le corps comburant et le corps combustible n'étant point intime, la combustion ne saurait être vive.

La combinaison des métaux avec le gaz oxigène peut presque toujours être faite en remplissant de ce gaz une petite cloche courbe de verre sur le mercure, portant dans la partie courbe de cette cloche, avec une tige métallique, une certaine quantité de métal, chauffant celui-ci avec la lampe à esprit-de-vin, et l'agitant avec la tige même. (Pl. XX, fig. 3.) Ce ne serait qu'autant que la température devrait être plus élevée qu'il faudrait employer un tube de porcelaine. Le tube traversant un fourneau à réverbère contiendrait le métal, et communiquerait, au moyen de petits tubes de verre, d'un côté avec une vessie vide, et de l'autre avec une vessie pleine de gaz oxigène; l'on mettrait du feu dans le fourneau, et lorsque le tube serait incandescent, l'on ferait passer peu à peu et à plusieurs reprises, par une légère compression, le gaz oxigène de l'une des vessies dans l'autre. Bientôt l'absorption deviendrait sensible, et serait totale, de même que dans la précédente expérience, si le métal était en grand excès. (Pl. XXIII, fig. 3.) (*Voyez* d'ailleurs l'histoire particulière de chaque métal.)

Action du gaz oxigène humide. — Le gaz oxigène humide n'attaque pas seulement les métaux des deux premières sections; il attaque encore plusieurs de ceux qui appartiennent à la troisième, à la quatrième, et même à la cinquième section. Dans le premier cas, le métal s'oxide tout à la fois par l'oxigène libre et par l'oxigène de l'eau; celle-ci est décomposée, et l'hydrogène qu'elle contient se dégage. Dans le second cas, le métal ne s'oxide que par l'oxigène libre : alors on suppose que la vapeur d'eau agit doublement; que, d'une part, en se liquéfiant en partie par les changemens de température qui surviennent, elle dis-

sout une certaine quantité de gaz oxigène, et le rend capable, en lui faisant perdre son état élastique, de se combiner avec le métal ; et que, de l'autre, elle favorise encore cette union par sa tendance à s'unir elle-même avec l'oxide métallique, et à former un composé que nous connaîtrons par la suite sous le nom d'*hydrate*. Quoi qu'il en soit, cette sorte d'oxidation produite ainsi n'est presque jamais que superficielle, et est toujours très-lente : les couches intérieures sont toujours garanties par la couche extérieure, ou du moins ce n'est que dans un espace de temps très-long qu'elles sont altérées. Les métaux les plus oxidables de cette manière sont l'arsenic, le manganèse, le fer, le zinc, le plomb, le cuivre, etc. (*a*). Ceux de la sixième section sont inaltérables.

Lorsque l'oxigène sec ou humide contient de l'azote, son action sur les métaux est encore la même que quand il n'en contient point, si ce n'est qu'elle est moins intense ; car l'azote n'agit que mécaniquement, ou ne fait que diminuer les points de contact entre l'oxigène et les métaux. Or, comme l'air est composé de 21 d'oxigène, de 79 d'azote, d'un peu de vapeur d'eau, et d'un peu d'acide carbonique, il doit agir sur les métaux de la même manière que l'oxigène, à l'intensité près ; c'est en effet ce qui a lieu : sec, il n'attaque, à la température ordinaire, que ceux des deux premières sections, et encore même n'a-t-il pas d'action sur

(*a*) Cependant il serait possible que quelques métaux, après s'être oxidés par l'absorption d'une certaine quantité de gaz oxigène, eussent la propriété de décomposer l'eau et de continuer à s'oxider en s'emparant de l'oxigène de celle-ci. Cet effet, qui ne serait que secondaire, proviendrait probablement de ce que l'oxide formé d'abord donnerait lieu, par son contact avec le métal non encore attaqué, à un élément de la pile dont la force électrique suffirait pour séparer l'oxigène de l'hydrogène. Les phénomènes qui se produisent lorsqu'on met de la limaille de fer humectée dans un vase plein d'air, ne s'expliquent même bien qu'en admettant cette théorie (275 *bis*).

le sodium; humide, il attaque non-seulement ceux-ci à cette température, mais encore plusieurs de ceux de la troisième, quatrième et cinquième section; sec ou humide, il les attaque tous à l'aide d'une chaleur convenable, excepté ceux de la dernière section. Le résultat de cette action est un oxide ou un hydrate. Cependant, si l'opération se faisait à l'air libre, il se formerait souvent un carbonate, surtout à la température ordinaire (*a*): c'est qu'alors l'air, se renouvelant continuellement, céderait à chaque instant de petites quantités d'acide carbonique à l'oxide, lorsque ces deux derniers corps auraient assez d'affinité pour s'unir; aussi les statues d'airain se couvrent-elles peu à peu de carbonate de cuivre, et se produit-il dans un bassin de plomb, immédiatement au-dessus de la surface de l'eau, non de l'oxide de plomb, mais du plomb carbonaté.

Il n'est point de corps combustible non métallique qui ne puisse s'unir à quelques métaux: le charbon s'unit au fer; le bore au fer et au platine; l'azote au potassium et au sodium; l'hydrogène au potassium, à l'arsenic et au tellure; le phosphore, le soufre, le sélénium, le chlore et l'iode, à tous.

Enfin, presque tous les métaux se combinent entre eux et forment des alliages doués de propriétés particulières.

132 *bis. Etat naturel.* — Les métaux ne se rencontrent que rarement natifs ou vierges, c'est-à-dire à l'état de pureté dans la nature. Presque toujours ils sont combinés avec d'autres corps; tantôt avec l'oxigène, tantôt avec les corps combustibles, tantôt avec l'oxigène et un acide, ou à l'état de sel. Ils existent donc naturellement sous quatre

(*a*) Il ne peut point se former de carbonate à une température élevée excepté avec le barium, le potassium, le sodium, et probablement le lithium, parce que tous les carbonates se décomposent à cette température excepté les carbonates de baryte, de potasse, de soude, et, selon toute apparence, d'oxide de lithium.

états principaux. Le même métal se trouve souvent sous les trois derniers ou sous deux d'entre eux, et quelquefois seulement sous les quatre ou sous un seul : dans tous les cas, le minerai, c'est-à-dire la mine métallique, est enveloppée d'une couche de pierre qu'on appelle *gangue*, et qui est le plus ordinairement formée de quartz, de carbonate de chaux, de fluate de chaux, de sulfate de baryte.

Ce ne sont, en général, que les métaux qui ont peu d'affinité pour l'oxigène que l'on rencontre natifs : tels sont l'or et l'argent.

Ce sont, au contraire, ceux dont l'affinité pour l'oxigène est grande, ou du moins assez grande pour l'absorber à une température élevée, que l'on trouve à l'état d'oxide : il est vrai qu'assez fréquemment l'oxide est combiné avec un acide.

Presqu'aucun des métaux capables de décomposer l'eau à la température ordinaire ne se trouve uni aux corps combustibles ; tandis que tous les autres se trouvent toujours en combinaison avec quelques-uns de ces corps, particulièrement avec le soufre et l'arsenic : voilà pourquoi les mineurs appellent ces deux derniers corps du nom commun de *minéralisateur*. Après ceux-ci, ce sont le fer et le manganèse qui entrent le plus souvent dans la composition des mines métalliques. On ne connaît point encore d'hydrures, ni de borures, ni de phosphures, ni d'iodures, ni d'azotures métalliques naturels. Il existe quelques cholures, et un seul carbure, qui est celui de fer.

Enfin les métaux que la nature nous offre le plus souvent dans les combinaisons salines sont ceux qui s'oxident facilement ; et les sels les plus communs sont les sulfates, les carbonates et les phosphates.

Gisement des métaux. — Les métaux n'appartiennent point également à tous les terrains ; ils font plus souvent partie des terrains de transition et des montagnes de moyenne hauteur, que des plaines de dernière formation et des hautes

montagnes primitives. Leur présence, d'ailleurs, ne peut être reconnue sûrement que par des affleuremens, c'est-à-dire, par le minerai lui-même mis en partie à découvert (*a*).

133. *Extraction.* — Comme il est nécessaire de connaître l'histoire de tous les corps appartenant au règne minéral pour concevoir l'extraction des métaux, et que cette extraction est très-importante en raison des usages multipliés d'un grand nombre d'entre eux, nous n'en traiterons qu'à la fin de la chimie minérale, dans un chapitre particulier.

134. *Usages.* — Plusieurs métaux sont d'un usage presque universel dans la société. Les plus employés sont le fer, le cuivre, le plomb, l'étain, l'argent, l'or, le mercure, le zinc, le platine. Ils doivent à leur ductilité, à

(*a*) On distingue cinq espèces de terrains : terrains primordiaux, terrains de transition, terrains de sédiment ou secondaires, terrains d'alluvion; terrains pyrogènes : en voici les principaux caractères :

1er. *Terrains primordiaux.* — Composés de roches formées par voie de cristallisation confuse, ne renfermant aucun debris de corps organisés; stratification inclinée et même contournée, souvent peu distincte.

2e. *Terrains de transition.* — Composés de roches formées, partie par voie de dissolution et de cristallisation confuse, partie par voie de sédiment et de transport; stratification inclinée, souvent peu distincte, souvent clairement superposée aux terrains primitifs; ils renferment beaucoup de minerais métalliques et ne renferment au contraire que quelques débris de corps organisés qui appartiennent à des genres et des espèces de mollusques et de zoophytes, très-différens de ceux qui vivent actuellement.

3e. *Terrains de sédiment ou secondaires.* — Composés de roches formées par voie de sédiment avec quelques indices de cristallisation confuse dans certaines couches ou certaines roches; stratification très-distincte. Ils renferment de nombreux débris de corps organisés, notamment des mollusques testacés très-différens encore des espèces actuelles. Ils se prêtent à plusieurs subdivisions.

4e. *Terrains d'alluvion.* — Composés de débris grossiers plus ou moins volumineux. On les subdivise en anciens et en modernes : les anciens peuvent être interposés entre les terrains précédens.

5o. *Terrains pyrogènes.* — Portant avec plus ou moins d'évidence les caractères d'une formation par fusion. Ils offrent, comme les terrains de sédiment, plusieurs subdivisions distinctes.

leur état dans la nature et à leur abondance respective, la préférence qu'on leur accorde : aussi consomme-t-on beaucoup plus de fer que de tout autre métal, et doit-il être regardé comme l'un des plus beaux présens que la nature ait faits à l'homme.

Les métaux cassans sont d'un usage bien plus borné que les précédens : on en trouve la raison dans la difficulté de les travailler sans les rompre. Il n'y a même dans cette classe que l'antimoine, le bismuth et l'arsenic que l'on emploie, et encore ne s'en sert-on qu'en médecine, ou que pour la préparation de quelques alliages.

Des Métaux de la première section;

Ou des Métaux des terres, des Métaux terreux.

135. La première section comprend les métaux qu'on n'a point encore pu réduire, tant ils ont d'affinité pour l'oxigène, et dont on n'admet l'existence que par analogie. Ces métaux sont au nombre de sept : le silicium, le zirconium, le thorinium, l'aluminium, l'yttrium, le glucinium, le magnésium; ils ne se trouvent jamais qu'à l'état d'oxides purs, ou unis soit à d'autres d'oxides, soit à des acides. Leurs oxides prenant le nom générique de *terres*, nous les désignerons eux-mêmes quelquefois par cette expression : il nous arrivera donc de dire *métaux des terres*, au lieu de *métaux de la première section.*

On ne peut en faire l'histoire particulière, puisque jusqu'ici on n'a pu se les procurer.

A la vérité, MM. Davy et Berzelius ont annoncé, le premier, qu'on pouvait extraire le magnésium du sulfate de magnésie, de la même manière que le barium du sulfate de baryte; et le second, que la fonte contenait du silicium uni au fer. M. Stromeyer a aussi annoncé qu'en calcinant de la silice ou oxide de silicium avec du fer et du

charbon à un grand feu, on obtenait un alliage de silicium et de fer. Enfin M. Clarke a prétendu que l'on pouvait réduire tous les oxides de la première section ou toutes les terres par un feu de gaz hydrogène et de gaz oxigène. Mais ces divers résultats sont regardés comme douteux par un grand nombre de chimistes : le dernier est même généralement regardé comme inexact. (*Voyez* le mémoire de M. Davy, *Annales de Chimie*, tome LXX ; le mémoire de M. Berzelius; celui de M. Stromeyer, *Annales de Chimie*, tom. LXXXI; et celui de M. Clarke, *Annales de Chimie et de Phys.*, t. II, p. 430; et t. III, p. 39.)

Des Métaux de la deuxième section;

Ou des Métaux des alcalis, des Métaux alcalins.

136. Les métaux de la seconde section sont ceux qui décomposent subitement l'eau à la température ordinaire, qui absorbent le gaz oxigène à cette même température ou à l'aide d'une légère chaleur, et dont les oxides sont réductibles par l'électricité ou certains corps très-combustibles, et irréductibles par la chaleur seule. Ces métaux sont au nombre de six : le calcium, le strontium, le barium, le lithium, le sodium et le potassium.

Unis avec l'oxigène, ils forment certains oxides que l'on connaissait, avant d'avoir réduits ceux-ci, sous le nom d'*alcalis* : de là les dénominations de *métaux des alcalis, métaux alcalins*, dont nous nous servirons quelquefois.

Du Calcium.

137. *Etat naturel.* — Ce métal n'existe point à l'état natif; il ne se trouve qu'à l'état d'oxide, uni presque toujours à d'autres oxides ou à l'un des six acides minéraux suivans : sulfurique, carbonique, phosphorique, fluorique, nitrique, hydro-chlorique.

Propriétés. — Ses propriétés sont presque inconnues. L'on sait seulement que le calcium est plus pesant que l'eau ; qu'il est solide à la température ordinaire ; qu'il a une grande affinité pour l'oxigène, et qu'il s'en empare avec une si grande avidité, qu'il l'enlève à presque tous les autres corps, et qu'il se détruit sur-le-champ par le contact de l'eau ou de l'air.

Extraction. — Nous manquons de bons procédés pour l'extraire. Le seul que l'on connaisse consiste à faire une pâte de sulfate de chaux, ou d'un autre sel de chaux et d'eau ; à la disposer, en forme de capsule, sur une plaque métallique ; à mettre du mercure dans cette espèce de capsule, et à mettre en contact, d'une part, avec le mercure, le fil négatif d'une pile en activité, et d'autre part, avec la plaque métallique, le fil positif de la même pile. L'acide sulfurique et l'oxigène du sulfate se rendent au pole positif ; le calcium se rend au pole négatif, et y trouve du mercure qui le dissout. Pour avoir un alliage un peu riche en calcium, il faut continuer l'expérience pendant long-temps : après quoi l'on met cet alliage dans une très-petite cornue avec de l'huile de naphte ; l'on adapte au col de cette cornue un petit récipient ; l'on bouche la tubulure de ce récipient avec un bouchon à peine troué, et l'on procède à la distillation. L'huile se vaporise, chasse l'air ; bientôt après, le mercure se vaporise lui-même en grande partie, de sorte que la petite quantité de calcium qui reste au fond de la cornue en retient à peine. L'huile sert à prévenir l'oxidation du métal.

Historique. C'est au docteur Seébeck qu'on doit le procédé au moyen duquel on obtient l'alliage de calcium et de mercure ; mais c'est M. Davy qui, le premier, a retiré le calcium de cet alliage, et qui a indiqué l'existence de ce métal. (*Journal de Physique*, tom. LXIX.)

Du Strontium et du Barium.

138. Leur histoire est analogue à celle du calcium, si ce n'est qu'ils sont moins abondans que celui-ci, et qu'on trouve leurs oxides combinés presque uniquement avec l'acide sulfurique et l'acide carbonique.

Du Lithium.

138 *bis.* Le lithium est le radical du *lithion* ou de la *lithine*, oxide alcalin nouvellement découvert par M. Arfwedson dans quelques minéraux de la mine d'Utò en Suède; savoir : dans le petalite, le triphane et la tourmaline verte. (*Annales de Chimie et de Phys.*, t. x, p. 82.) M. Arfwedson ne l'a point obtenu à l'état métallique, mais il est très-probable qu'on parviendrait à l'obtenir sous cet état par le même procédé que celui qui a pour objet l'extraction des trois métaux précédens. Je présume que ce que nous avons dit des propriétés du calcium peut s'appliquer au lithium comme au barium et au strontium.

Le nom de ce nouveau métal est tiré du mot grec λιθειος, *lapideus.*

Du Potassium.

139. Le potassium est un métal dont la découverte, due à M. Davy, date de 1807, et dont les propriétés ont été étudiées par lui et par MM. Gay-Lussac et Thenard. (*Journ. de Phys.*, de 1807 à 1810; *Recherches physico-chimiques.*)

Propriétés physiques. — Ce métal est solide à la température ordinaire. Il a l'éclat métallique au plus haut degré. Récemment fondu dans l'huile de naphte, et vu dans cette huile à travers le verre, il ressemble à l'argent mat : lorsqu'on l'en retire, il se ternit bientôt, et prend l'aspect qu'a le plomb exposé depuis long-temps à l'air. Sa section est lisse, unie et des plus brillantes. Il est aussi ductile et

plus mou que la cire : comme elle, on le pétrit entre les doigts (*a*). En le rompant, on voit qu'il est composé d'une multitude de petites particules cristallines qui ne sont jamais assez prononcées pour qu'on en distingue la forme. Sa pesanteur spécifique est de 0,865 à la température de 15° : conséquemment elle est moins grande que celle de l'eau, et un peu plus grande que celle de l'huile de naphte pure ; il est facile de la prendre en pesant successivement un petit tube de verre, d'abord vide, ensuite plein d'eau, et enfin plein de potassium, qu'on y fait entrer par compression.

Propriétés chimiques. — Le potassium entre en fusion à 58° ; c'est donc le métal le plus fusible après le mercure. C'est aussi l'un des plus volatils : en effet, remplissez de mercure une petite cloche de verre recourbée et bien sèche (pl. xx, fig. 3) ; faites-y passer du gaz azote à-peu-près jusqu'au tiers de sa hauteur ; coupez ensuite du potassium, gros comme une petite noisette, avec un couteau, et introduisez-le à travers le mercure, à l'extrémité d'une tige de fer, jusque dans la partie courbe de la cloche ; chauffez alors le potassium avec la lampe à esprit-de-vin ; vous verrez qu'il fondra, et que, lorsqu'il sera près de la chaleur rouge, il se volatilisera rapidement sous forme de vapeurs vertes.

Le potassium absorbe le gaz oxigène sec à la température ordinaire ; mais, comme il n'y a que les couches métalliques extérieures qui soient immédiatement en contact avec le gaz, elles seules s'oxident facilement : aussi, lorsqu'au lieu de donner une forme sphérique au métal, on l'aplatit, l'absorption est bien plus prompte. Dans tous les cas, il se forme un oxide blanc, sans qu'il se dégage de lu-

(*a*) Cette expérience ne se fait sans danger qu'autant que la surface du potassium est couverte d'huile ; autrement il s'enflammerait et l'on se brûlerait profondément.

mière; la chaleur même n'est sensible qu'au commencement de l'expérience ; elle cesse bientôt de l'être, à cause du ralentissement de la combustion.

Cependant il arrive quelquefois que le potassium s'enflamme, lorsque l'expérience se fait dans l'été, et qu'on n'emploie pas les précautions convenables. En général, la meilleure manière de la faire consiste à plonger le métal dans l'huile de naphte, à le mettre entre deux lames de laiton bien polies, à le comprimer et à le porter à l'extrémité d'une tige de fer, à travers le mercure, dans une petite cloche presque pleine de gaz oxigène et refroidie avec de la glace.

L'action du potassium sur le gaz oxigène est bien plus grande à chaud qu'à froid. Aussitôt que le métal est fondu, il s'enflamme sur-le-champ; le gaz est rapidement absorbé; il se forme un peroxide qui est d'un brun jaune; un grand dégagement de calorique et de lumière a lieu : voilà pourquoi l'opération ne peut bien se faire dans une petite cloche de verre (132) qu'en introduisant dans celle-ci une petite capsule ovale d'argent ou de platine pour y placer le potassium; sans cela la cloche casse presque toujours par la chaleur subite qui se produit. (*Voyez*, pl. II, fig. 11, la petite capsule; et pl. XX, fig. 3, l'appareil.)

Le potassium se comporte avec l'air de la même manière qu'avec l'oxigène, à cela près que l'action est moins vive.

Il se combine avec tous les corps combustibles non métalliques, moins le bore et le carbone.

Il s'unit aussi à tous les métaux, et rend aigres même les plus ductiles.

Projeté sur l'eau, il la décompose, reste à la surface et y devient incandescent (275).

Il décompose également la plupart des oxides, tous les acides, la plupart des sels, et toutes les matières végétales

et animales, tant son affinité, pour l'oxigène surtout, est puissante. Parmi celles-ci, il n'y a que les corps gras les plus carbonés et les plus hydrogénés qu'il attaque difficilement. Aussi, pour le conserver, le meilleur moyen est-il d'en remplir par la compression de petits tubes de verre, et de les tenir dans des flacons à gros goulot, pleins d'huile de naphte rectifiée par la distillation.

État naturel. — Le potassium n'a point encore été trouvé pur dans la nature; il ne s'y rencontre qu'à l'état d'oxide : cet oxide est même toujours combiné, soit avec les acides sulfurique, carbonique, hydro-chlorique, nitrique, dans les sulfate, carbonate, hydro-chlorate, nitrate de potasse; soit avec d'autres oxides dans quelques pierres gemmes et les produits volcaniques.

Extraction. — C'est en traitant l'hydrate de potasse ou de protoxide de potassium (combinaison de protoxide de potassium et d'eau) par le fer ou par la pile voltaïque, que l'on se procure ce métal. Le premier procédé ne sera décrit que par la suite (1208); le second s'exécute de la manière suivante :

Vous prendrez un fragment de potasse dans lequel vous ferez une cavité qui devra être aussi profonde que possible et remplie de mercure; vous placerez ce fragment sur une plaque métallique, et vous ferez communiquer les deux poles d'une pile de 200 paires; savoir : le pole positif avec la plaque, et le pole négatif avec le mercure. La pile étant en activité, le mercure contiendra bientôt assez de potassium pour se solidifier; alors vous le verserez dans de l'huile de naphte ou de pétrole rectifiée, et vous remplirez la cavité d'une nouvelle quantité de mercure, etc. Du reste, vous séparerez le mercure du potassium comme du calcium. Dans cette expérience, l'eau et le protoxide de potassium sont décomposés; l'oxigène de l'une et de l'autre se rend au pole positif, tandis que le potassium radical du

protoxide, et l'hydrogène radical de l'eau, se rendent au pole négatif : le premier s'unit au mercure, et le second se dégage à l'état de gaz.

Il est nécessaire que le protoxide contienne de l'eau pour être réduit, car sans cela il ne serait pas perméable au fluide électrique ; mais il ne faudrait pas qu'il en contînt une trop grande quantité, par exemple, qu'il y fût dissous : alors l'eau seule serait décomposée. Dans tous les cas, d'ailleurs, on n'obtient jamais qu'une très-petite quantité de potassium par ce procédé.

Du Sodium.

140. *Propriétés physiques.* — Le sodium, qui, comme le potassium, a été découvert en 1807 par M. Davy, et étudié par lui et par MM. Gay-Lussac et Thenard, est solide à la température ordinaire, inodore, presqu'aussi mou et presqu'aussi ductile que la cire ; il n'a de saveur caustique que parce qu'il décompose l'eau qui recouvre les parois de la bouche, et qu'il en résulte du protoxide de sodium dont la causticité est très-grande ; sa couleur a beaucoup de rapport avec celle du plomb ; sa section est unie et des plus brillantes ; sa pesanteur spécifique, qui se détermine comme celle du potassium, est de 0,972 à la température de 15° ; il n'a point encore été obtenu assez bien cristallisé pour qu'on puisse distinguer la forme de ses cristaux.

Propriétés chimiques. — Le sodium entre en fusion à 90° : s'il est volatil, ce n'est qu'à une très-haute température.

Il n'a sensiblement d'action à froid, ni sur le gaz oxigène, ni sur l'air atmosphérique, bien secs ; mais, à chaud, il en a une très-grande, surtout, sur le gaz oxigène. Au moment ou le métal est fondu, une combustion des plus vives a lieu ; il en résulte un grand dégagement de calorique et

de lumière, une absorption considérable de gaz, et un oxide jaune de sodium qui est un mélange de protoxide et de deutoxide.

Sa combustion dans l'air est bien moins forte que dans le gaz oxigène; elle n'est même bien active qu'autant que l'air peut se renouveler : ainsi, elle se fait bien dans un têt, et mal dans une cloche recourbée. Tous ces résultats se constatent, comme nous l'avons dit précédemment au sujet du potassium.

Son action sur les corps combustibles, sur les oxides, sur les acides, sur les sels, sur les matières végétales et animales, ressemble beaucoup à celle du potassium; elle n'en diffère qu'en ce que le sodium ne s'unit point à l'hydrogène, qu'il ne s'enflamme point à la surface de l'eau, et qu'en général il est un peu moins altérable que ce métal : aussi est-il plus facile à conserver.

État naturel. — Le sodium n'a encore été trouvé que combiné avec d'autres corps, savoir : avec le chlore dans le sel marin; avec l'oxigène et les acides sulfurique, hydrochlorique, carbonique, phosphorique, dans les hydrochlorate, carbonate, sulfate et phosphate de soude; avec l'oxigène et quelques oxides dans certaines pierres gemmes.

Son extraction est la même que celle du potassium : bien entendu qu'au lieu d'hydrate de potasse, il faut employer de l'hydrate de soude.

Des Métaux de la troisième section.

Les métaux de la troisième section sont ceux qui ne décomposent l'eau qu'au degré de la chaleur rouge, qui absorbent le gaz oxigène à une température plus ou moins élevée, et dont les oxides sont réductibles par l'électricité et divers corps combustibles, et irréductibles par la chaleur la plus forte que l'on ait pu produire. Ces métaux sont au nombre de cinq : le manganèse, le zinc, le fer,

l'étain, et le cadmium. (*Voyez* la remarque faite sur celui-ci (129)).

Du Manganèse.

141. *Propriétés.* — Le manganèse, découvert par Schéele et Gahn en 1774, est solide à la température ordinaire, très-cassant, très-dur, grenu, d'un gris blanc. Sa pesanteur spécifique est de 6,85. On ne l'a point encore obtenu bien cristallisé

Le manganèse ne fond qu'au plus haut degré de feu que nous puissions produire dans nos meilleures forges, à environ 160 degrés du pyromètre de Wedgwood.

A la température ordinaire, il est sans action sur le gaz oxigène et sur l'air secs, et il n'en a qu'une légère sur ces gaz humides (132); mais il s'oxide très-promptement, au contraire, à une température élevée, surtout dans l'oxigène. Remplissez de ce gaz une petite cloche courbe de verre; portez du manganèse pulvérisé jusque dans la partie courbe de cette cloche avec une pince dont les deux branches sont terminées en forme de cuiller (pl. XII, fig. 6), et chauffez ce métal avec la lampe à esprit-de-vin, l'absorption se manifestera presque tout de suite et donnera lieu à un oxide brun.

On n'est point encore parvenu à l'unir à l'hydrogène, ni au bore, ni au carbone, ni à l'azote; son union avec le sélénium n'a point été tentée; il se combine facilement avec les autres corps combustibles non métalliques et la plupart des métaux.

Nous avons dit qu'il ne décomposait l'eau qu'au degré de la chaleur rouge. Cependant, lorsqu'on met du manganèse en poudre dans un flacon plein d'eau récemment distillée, il finit par s'oxider en donnant lieu à un dégagement de gaz hydrogène. Mais cet effet n'est point instantané; il ne se produit que dans l'espace de beaucoup de

temps, ce qui prouve qu'il est dû sans doute à la lumière ou au fluide électrique (275 *bis*).

Etat. — Le manganèse existe dans la nature sous trois états : très-souvent à l'état d'oxide, rarement à l'état de sulfate et de phosphate, quelquefois à l'état de sulfure; il est si oxidable qu'on ne le trouve jamais à l'état natif.

Extraction, Usages. — C'est de l'oxide de manganèse qu'on extrait le manganèse, en calcinant cet oxide avec le charbon (1209). Il est sans usages.

Du Zinc.

142. *Propriétés physiques.* — Le zinc, connu seulement depuis le 16e siècle, est solide, blanc bleuâtre, lamelleux, très-ductile (M. *Sage*); cependant il passe beaucoup mieux au laminoir qu'à la filière : aussi existe-t-il des lames de zinc assez minces, et n'existe-t-il point de fil d'un diamètre très-fin. Il graisse la lime, et de là vient que, pour le mettre en poudre, on est obligé de le fondre et de le triturer au moment où il se fige. Mis en contact avec un autre métal, il en résulte un élément de la pile dont il est presque toujours le côté positif. On ne l'a point encore obtenu bien cristallisé, car il est difficile de l'avoir autrement qu'en lames dont la forme est irrégulière. Sa dureté est faible; sa pesanteur spécifique, de 7,1.

Propriétés chimiques. — Il entre en fusion au-dessous de la chaleur rouge, et se volatilise, au-dessus de cette température, à un certain degré qui n'est point connu. Que l'on mette du zinc dans une cornue de grès, et qu'après l'avoir placée dans un fourneau à réverbère de manière que son col soit fortement incliné, on la chauffe peu à peu jusqu'au rouge-blanc, le zinc se sublimera et viendra se condenser dans le col de la cornue, d'où il tombera, du moins en partie, pour être reçu, si l'on veut, dans un vase plein d'eau; c'est même de cette manière qu'on purifie dans les

laboratoires le zinc du commerce, qui contient souvent du fer et du plomb.

Le zinc, qui, à la température ordinaire, est sans action sur l'oxigène et l'air secs, et qui, à cette même température, n'en a qu'une très-faible sur ces gaz humides, se comporte tout autrement avec eux à une température élevée. Aussitôt qu'il est fondu, sa surface s'oxide et se recouvre d'une couche grise; à peine est-il rouge qu'il brûle avec une vive lumière. Prenez un creuset de terre contenant 200 à 300 grammes de zinc; bouchez-le exactement avec un couvercle par le moyen d'un peu d'argile détrempée; faites-le rougir fortement; découvrez-le ensuite et agitez-le, après avoir enlevé, avec une tige de fer, l'oxide qui sera à la surface du bain métallique; tout-à-coup il se produira une lumière si intense que l'œil n'en supportera l'éclat qu'avec peine; en inclinant le creuset, le métal tombera, coulera en flots de feu, et de toutes parts apparaîtront des flocons d'oxide de zinc très-blancs et très-légers, qui resteront long-temps suspendus dans l'air.

Si la combustion du zinc est aussi vive dans l'air atmosphérique, que ne serait-elle point dans le gaz oxigène!

Le phosphore, le soufre, le sélénium, le chlore et l'iode sont les seuls corps combustibles non métalliques qui jusqu'ici aient été combinés avec lui. Il paraît qu'on peut l'unir à tous les métaux; mais il ne forme qu'un seul alliage employé dans les arts : c'est le laiton ou le cuivre jaune.

Nous avons déjà fait connaître son action sur l'eau; il ne la décompose qu'à une chaleur rouge : du moins, s'il en produit la décomposition à la température ordinaire, ce n'est que dans un espace de temps considérable et sous l'influence de la lumière ou celle du fluide électrique. (275 *bis*).

Etat naturel. — Le zinc se trouve sous trois états dans la nature : à l'état d'oxide, à l'état de sulfure et à l'état

de sel (sulfate, carbonate). L'oxide est connu en minéralogie sous le nom de *calamine*, et le sulfure sous le nom de *blende* (236 et 524).

Extraction. — C'est de l'oxide de zinc qu'on extrait le zinc, en calcinant cet oxide avec du charbon (1222).

Usages. — Le zinc s'emploie dans un assez grand nombre de circonstances. Appliqué en lames sur le cuivre, il constitue les élémens de la pile voltaïque. Combiné avec l'étain et le mercure, il forme un amalgame dont on frotte quelquefois les coussins des machines électriques. C'est en le faisant brûler vivement dans l'air que l'on obtient l'oxide blanc de zinc ou les fleurs de zinc. De son action sur l'eau et l'acide sulfurique résulte le procédé par lequel on se procure le gaz hydrogène. Il entre pour un quart dans la composition du laiton ou du cuivre jaune. Il fait partie du sulfate ou vitriol blanc de zinc. Enfin l'on commence à s'en servir pour faire des conduits, des gouttières, des bassins, des baignoires, des couvertures de toit, etc.

L'on voulait aussi en faire des casseroles et d'autres ustensiles de cuisine; mais la facilité avec laquelle il est attaqué par les acides les plus faibles, et la vertu émétique que possèdent les sels de zinc, doivent empêcher de préparer aucun aliment dans ces sortes de vases.

Du Fer.

143. Voici de tous les métaux le plus abondant, le plus utile, et par conséquent le plus précieux. Sans fer, que seraient en effet la plupart de nos arts? presqu'encore dans l'enfance.

La découverte de ce métal remonte aux temps les plus reculés. Tous les peuples un peu industrieux l'ont connu; il n'est resté caché qu'aux peuplades absolument sauvages. Cependant, du temps des Romains, il était à peine employé; car leurs armes étaient de cuivre allié à l'étain;

c'est que sans doute, à cette époque, on ne savait pas exploiter facilement les mines de fer, et surtout faire l'acier. Aujourd'hui ses usages sont au contraire extrêmement multipliés, et l'on pourrait dire qu'il s'en consomme d'autant plus dans un pays que la civilisation y est plus avancée. Comme il se trouve pour ainsi dire par-tout, et qu'il se prête aisément à toutes les formes que l'industrie humaine veut lui imprimer, il ne pouvait manquer d'être l'objet d'un grand nombre de recherches : aussi n'est-il presque point de chimiste qui ne s'en soit occupé, et son histoire ne laisse-t-elle que peu de chose à desirer.

Long-temps il a été connu sous le nom de *mars*.

Propriétés physiques. — Le fer est solide à la température ordinaire, dur, à gros grains, un peu lamelleux, capable d'acquérir par le frottement une odeur sensible. Il est très-ductile : toutefois il passe beaucoup mieux à la filière qu'au laminoir, car il existe des fils de fer d'un très-petit diamètre, tandis qu'il n'existe pas de lames de fer très-minces. Sa pesanteur spécifique est de 7,788. C'est le plus tenace des métaux : un fil de fer de deux millimètres de diamètre ne se rompt que par un poids de 242$^{kilogr.}$,659.

Propriétés chimiques. — Le fer n'entre en fusion qu'à environ 130° du pyromètre de Wedgwood : il faut une bonne forge pour le fondre.

Des barres de fer conservées dans une position verticale, et mieux encore sous un angle de 70°, s'aimantent dans l'espace de quelque temps. Elles peuvent également s'aimanter par la percussion ou par une décharge électrique; mais, de tous les procédés pour aimanter ce métal, le meilleur consiste à le frotter, toujours dans le même sens, contre un aimant naturel ou artificiel.

C'est l'un des métaux qui brûlent avec le plus de facilité. Que l'on attache de l'amadou à l'une des extrémités d'une spirale faite avec un ressort de montre ou plusieurs

branches de fils de fer très-fin ; qu'on la suspende par l'autre à un bouchon de liége; qu'on allume l'amadou, et qu'on plonge la spirale dans un flacon plein d'oxigène, tout-à-coup il en résultera une combustion des plus vives; le fer s'oxidera en quelques secondes, et passera à l'état de deutoxide. D'ailleurs, n'est-on pas sans cesse témoin, dans les forges, de la facile combustion du fer? En effet, lorsqu'on le fait rougir pour le travailler, il s'en détache, par la percussion, des lames ou batitures, qui ne sont qu'un véritable oxide. Souvent même alors, au moment où le métal reçoit le coup de marteau, il en jaillit des parcelles qui, en traversant l'air rapidement, y paraissent sous forme d'aigrettes, et brûlent avec une grande intensité de lumière. Ces aigrettes se forment surtout quand le fer est fondu ou près de l'être. Voilà pourquoi l'ouvrier affaiblit tant la barre qu'il forge si, manquant d'habileté, il est obligé de la remettre un grand nombre de fois au feu pour lui donner une forme déterminée.

Il n'est pas nécessaire de porter le fer à une si haute température pour l'oxider. Chauffé seulement jusqu'au rouge obscur, il devient successivement noir, d'un brun violet, et augmente de près de la moitié de son poids, en supposant que la calcination dure assez long-temps. Son oxidation a même lieu à la température ordinaire; mais il faut que l'oxigène ou l'air avec lequel on le met en contact soit humide. Qui ne sait que les armes se rouillent assez promptement par un temps de pluie, et qu'une goutte d'eau finit par faire une tache jaune sur l'acier le mieux poli?

Il n'y a que deux corps combustibles non métalliques, l'hydrogène et l'azote, qui n'ont point encore été unis au fer. Le carbone, le bore, le phosphore, le soufre, le sélénium, le chlore et l'iode, forment avec lui des combinaisons plus ou moins intimes. Il paraît en être de même de

la plupart des métaux : tout nous porte à croire du moins qu'il est susceptible d'union avec le plus grand nombre d'entre eux.

A froid, il est sans action sur l'eau pure; il n'en produit la décomposition qu'au degré de l'incandescence.

Etat naturel. — Le fer existe sous quatre états différens : à l'état natif; à l'état d'oxide; à l'état de sels (sulfate, carbonate, phosphate, etc.); en état de combinaison avec les corps combustibles, et particulièrement le soufre. Nous ne devons maintenant considérer que le fer natif.

Fer natif. Tantôt on le trouve dans des filons, enveloppé d'oxide de fer et de divers sels, et tantôt en masses considérables, isolées et situées à la surface de la terre, le plus souvent loin de toute espèce de mine de fer.

Le fer natif en filon existe, d'après M. Schreiber, dans la montagne d'Oulle, près Grenoble, sous la forme de stalactites rameuses, enveloppé d'oxide de fer, d'argile et de quartz (*a*).

Il en existe aussi, d'après M. Karsten, à Kamsdorf en Saxe : celui-ci est disséminé dans une masse d'oxide de fer, de carbonate de fer et de sulfate de baryte; il paraît qu'il n'est pas pur : M. Klaproth, qui en a fait l'analyse, l'a trouvé combiné avec 0,06 de plomb et 0,015 de cuivre : aussi est-il cassant.

Bergmann, dans sa *Géographie physique,* parle d'un fragment de fer natif en filets malléables, trouvé dans une gangue de grenat brun de Steinbach en Saxe.

M. Proust dit aussi avoir trouvé des parcelles de fer natif dans des échantillons de sulfure de fer d'Amérique.

(*a*) Les stalactites sont des concrétions qui se forment ordinairement à la voûte des grottes ou cavités souterraines; elles proviennent d'eaux qui s'infiltrent, s'évaporent et déposent par couches successives les matières qu'elles tiennent en dissolution.

On voit donc que cette sorte de fer natif est très-rare : voilà pourquoi son existence est encore douteuse pour quelques minéralogistes.

S'il est permis d'élever des doutes sur la première sorte de fer natif, on ne saurait en élever sur la seconde, c'est-à-dire sur le fer natif en masses isolées.

Le fer natif en masse n'est pas seulement remarquable par son gisement, il l'est encore parce qu'il est caverneux, que les trous dont il est criblé contiennent souvent une matière vitreuse, et qu'on n'aperçoit aucune trace de scories à sa surface ni sur le terrain où il est situé. Il est beaucoup moins rare que le fer natif en filons. Une masse de fer natif, du poids de 1500 myriagrammes, a été trouvée dans une immense pleine de l'Amérique méridionale, près de *Saint-Yago*, dans le Tucuman, au lieu nommé *Olumpa*; elle est en partie enfoncée dans une terre argileuse; le fer qui la compose contient une très-petite quantité de nickel; il est très-malléable.

D'après M. de Humboldt, il existe aussi au Pérou et au Mexique, près de *Toluca*, des masses de fer natif semblables à la précédente. On voit maintenant dans la collection de l'Académie des sciences à Saint-Pétersbourg, une autre masse de fer natif du poids de 60 myriagrammes, qui a été trouvée en Sibérie, près des Monts-Kemir. Les Tartares la croyaient tombée du ciel, et la regardaient comme sacrée. Le fer qui la compose est blanc et très-malléable, et contient, d'après Klaproth, 0,015 de nickel.

Sous le pavé de la ville d'Aken, près de Magdebourg, on a découvert une masse de fer natif de 800 myriagrammes, dont le fer, selon M. Chladni, avait les qualités de l'acier.

L'on en a trouvé une en Bohême qui est semblable à celle de Sibérie.

Valérius rapporte qu'il en existe une en Afrique qui est immense, et que les Maures exploitent : il suffit d'en forger le fer pour pouvoir l'employer.

Enfin, les *Annales de Chimie et de Physique* (tom. II, pag. 379) font mention d'une masse de fer natif très-doux, de 28 pieds cubes, observée au Brésil en 1784 ; elle est située, d'après M. Mornay, à dix ou quinze pieds au-dessus du terrain granitique des environs, à la latitude de $10^{\circ}\ 20'$ S., et à la longitude de $35'\ 15''$ O. de Bahia.

Pendant long-temps on n'a su quelles conjectures former sur l'origine de ces masses, qui sont beaucoup plus nombreuses que nous ne le disons ici ; mais aujourd'hui l'on est porté à croire qu'elles sont tombées de l'atmosphère. Cette opinion est fondée sur leur gisement, et sur la certitude, acquise dans ces derniers temps, qu'il tombe véritablement des pierres de l'atmosphère, qui, d'après les dernières observations de M. Laugier, paraissent être de même nature que les masses ferrugineuses elles-mêmes. (*Annales de Chimie et de Physique*, tom. IV, pag. 363.)

Les chutes de ces sortes de pierres sont beaucoup plus fréquentes qu'on ne pourrait le croire : l'on en jugera par le tableau suivant :

Pierres dont la chute a été observée de 1785 *à* 1815.

Pierres tombées dans la principauté d'Eichstaedt.	1785
Pierres tombées en France	1788
Pluie de pierres, 1°. à Barbouton près Roquefort ; 2°. aux environs d'Agen	1790
Pierres tombées, 1°. à Castel-Berardenga ; 2°. à Mercabilly	1791
Douze pierres tombées à Sienne	1794
Pierre de 28 kilogrammes, tombée à Wold-Cottage, comté d'Yorck.	1795
Pierre de 5 kilogrammes, tombée en Portugal	1796
Pierre de 10 kilogrammes, tombée à Salé	
Pierre tombée à Bialoczerkew	1798
Pluie de pierres à Bénarès	
Pluie de pierres à Laigle	1803
Pierres tombées, 1°. à Saurette ; 2°. à Egenfield	

Pierres tombées près Glascow. 1804
Pierres tombées, 1°. près Doroninsk; 2°. dans Constantinople 1805
Pierres tombées près Alais 1806
Pierres tombées, 1°. à Juchnow; 2°. à Weston en Amérique 1807
Pierres tombées, 1°. à Borgo-Santo-Denino; 2°. près Saunern; 3°. près Lissa 1808
Pierres tombées dans les parages des Etats-Unis 1809
Pierres tombées à Charsonville 1810
Pierres tombées, 1°. près Pultawa; 2°. à Berlanguillas; 3°. à la Chardière 1811
Pierres tombées, 1°. près Toulouse; 2°. à Magdebourg 1812
Pierres tombées près d'Agen. 1814
Pierres tombées près de Langres 1815

Toutes ces pierres, ainsi que celles qui sont tombées avant 1785, ont le même aspect. Leur couche extérieure est noire et fritée, tandis que leurs couches intérieures sont d'un blanc grisâtre et parsemées de points brillans et métalliques. D'après les analyses de MM. Howard, Vauquelin, Klaproth, Laugier, Stromeyer, etc., elles sont composées d'environ 50 de silice, 25 de fer presque entièrement oxidé, 5 à 6 de magnésie, 4 à 5 de soufre, 2 à 3 de nickel métallique, 1 à 2 de manganèse probablement oxidé, 1 à 2 de chrôme probablement oxidé, des traces de cobalt. Une seule contenait 2 à 3 de charbon, outre tous ces principes : c'est celle qui a été trouvée à Alais, et que j'ai analysée. (*Annales de Chimie*, tom. LIX, pag. 103.) Cette pierre était noire dans toutes ses parties, et avait absolument l'aspect du charbon de terre. Lorsqu'on la chauffait jusqu'au rouge naissant, le charbon qui faisait partie de ses principes brûlait en très-peu de temps. Il est donc permis de croire qu'en traversant l'air, elle n'avait point été exposée comme les autres à une haute température; et ce qui fortifie cette opinion, c'est qu'en traitant toutes les autres pierres par les acides, leur silice se prend en gelée, preuve d'une forte calcination; tandis que celle qui lui est propre se déposait sous forme de poudre. (*Voyez* la *Lithologie atmosphérique* de M. Izarn, les *Annales de Chimie*, et le *Catalogue chronologique des chutes de pierres*, par M. Bigot de Morogues, membre de la Société des Sciences physiques, etc., d'Orléans.)

Extraction et Usages. — C'est de l'oxide et du carbonate de fer qu'on extrait le fer, en calcinant ces deux composés ferrugineux avec le charbon. Le procédé que l'on suit à cet effet ne sera exposé avec quelques détails que par la suite (1224) : maintenant nous ne devons que l'énoncer.

Nous ne parlerons point non plus des usages du fer dans

les arts; ils sont trop multipliés et trop connus pour être décrits. Nous nous contenterons seulement de dire, relativement à son emploi en médecine, que toutes les préparations ferrugineuses y sont employées comme toniques, astringentes, apéritives; que celles dont l'on se sert le plus souvent sont, 1°. le fer en limaille; 2°. le deutoxide de fer, sous le nom d'*éthiops martial*; 3°. le tritoxide et le carbonate, sous les noms de *safran de mars astringent et apéritif*; 4°. le sulfate neutre de fer et le carbonate acide de fer, en dissolution dans l'eau; sels auxquels les eaux minérales ferrugineuses doivent leurs principales vertus. Quelquefois l'on prescrit encore les *fleurs martiales de sel ammoniac*, c'est-à-dire, le sublimé que l'on obtient en calcinant du sel ammoniac avec de l'oxide de fer, et qui n'est que ce sel uni à un peu de chlorure de fer. Enfin, l'on faisait usage autrefois de la *teinture alcaline* de Stahl; mais aujourd'hui elle n'est plus employée.

De l'Etain.

144. L'époque de la découverte de ce métal, que les anciens chimistes appelaient *Jupiter*, est inconnue, comme celle du fer; mais, tandis que celui-ci est généralement répandu, l'étain ne se trouve que dans un petit nombre de pays. Les mines les plus belles d'étain sont le partage de l'Inde, de l'Angleterre, de l'Allemagne et de l'Espagne; la France n'en possède malheureusement aucune assez riche pour être exploitée, du moins jusqu'à présent (*a*).

Les divers étains du commerce ne sont point également estimés; le meilleur nous vient de Malaca; c'est le seul

(*a*) A la vérité, les mines d'étain ne sont découvertes en France que depuis quelques années seulement; et il est permis de croire, d'après les résultats que l'on a obtenus, que si les fouilles avaient été faites avec plus d'activité, nous aurions maintenant en exploitation une mine qui nous donnerait d'excellent étain.

qui soit pur ; tous les autres contiennent toujours un peu de cuivre et de plomb. Margraff, en 1745, avait même avancé que, la plupart du temps, l'étain contenait une grande quantité d'arsenic, et que par conséquent il était dangereux d'en faire des ustensiles de cuisine. Cette opinion n'était point fondée ; c'est ce que prouvèrent les expériences de Bayen et de Charlard. Ayant été chargés, en 1781, par le lieutenant-général de police, de faire des recherches sur ce sujet, ils s'assurèrent que les étains de Malaca et de Banca ne renfermaient pas un atome d'arsenic, et que les autres espèces en renfermaient tout au plus $\frac{1}{600}$ de leur poids, souvent moins, quantité incapable de donner à l'étain des qualités vénéneuses.

Propriétés. — L'étain est solide, presqu'aussi blanc que l'argent. Il s'étend bien en lames et se tire mal en fils. Il a beaucoup plus de dureté et d'éclat que le plomb. Plié en différens sens, il fait entendre un craquement particulier que l'on a nommé le *cri de l'étain.* Sa pesanteur spécifique est de 7,291. On ne l'a point obtenu en cristaux réguliers.

Quoique fusible à 210°, il n'est point volatil.

L'étain, à la température ordinaire, n'a sensiblement d'action ni sur le gaz oxigène ni sur l'air secs ; il n'agit même pas alors sur ces gaz humides, ou du moins il les attaque à peine : voilà pourquoi il conserve presque tout son brillant métallique dans son contact avec l'atmosphère.

Son action sur ces sortes de gaz est tout autre à une température élevée. Mettez 30 à 40 grammes d'étain dans un têt ; placez celui-ci dans un fourneau ; chauffez-le jusqu'au rouge ; et si vous détournez de temps en temps avec une spatule la couche d'oxide qui recouvrira bientôt le bain métallique, vous finirez, dans l'espace de quelques heures, par oxider tout l'étain. L'oxide bien pur sera d'un gris blanc,

et pésera environ un quart de plus que le métal. C'est en calcinant ainsi l'étain dans un four à réverbère, et y ajoutant un peu de plomb, qu'on fait la potée d'étain dont l'on se sert pour donner aux glaces un certain poli ; l'addition du plomb rend l'opération plus prompte.

L'absorption de l'oxigène par l'étain peut encore être rendue très-sensible dans une petite cloche courbe, en faisant l'expérience telle que nous l'avons décrite précédemment (132) (*a*).

Des huit corps combustibles simples non métalliques, il n'en est que cinq qui s'unissent à l'étain ; savoir : le phosphore, le soufre, le sélénium, le chlore et l'iode. Il paraît, au contraire, qu'il peut former des alliages avec le plus grand nombre des métaux.

L'eau n'est bien décomposée par ce métal qu'à une chaleur incandescente.

Etat naturel. — L'étain se trouve sous deux états dans la nature, à l'état d'oxide et à l'état de sulfure. Quelques minéralogistes ont prétendu qu'on le trouvait à l'état natif, et ils ont cité, en faveur de leur opinion, des masses friables remplies de grains d'étain malléable, qui ont été découvertes en Cornouailles, et à Epieux, près Cherbourg ; mais on a regardé cet étain comme un produit de l'art, enfoui depuis long-temps dans la terre.

Extraction. — Le sulfure d'étain étant très-rare, et contenant toujours une grande quantité de cuivre, on n'exploite des deux espèces de mines d'étain connues jusqu'ici que celle qui est à l'état d'oxide, et qui, en Angleterre, dans l'Inde, etc., se trouve sous la forme de filons puissans et riches. Cette exploitation est fondée sur la prompte

---

(*a*) L'étain en feuilles dont on se sert pour mettre les glaces au tain brûle même en s'entourant d'une faible aréole lumineuse, lorsqu'on l'approche de la lumière d'une chandelle.

réduction de l'oxide par le charbon. (*Voyez* le procédé qu'on suit (1223).)

Usages. — Les usages de l'étain sont très-multipliés. Combiné avec le cuivre dans diverses proportions, il forme l'alliage des canons et des cloches. Uni avec deux fois son poids de plomb, il constitue la soudure des plombiers. Réduit en feuilles minces et allié au mercure, il sert à mettre les glaces au tain. C'est en recouvrant la tôle d'étain qu'on fait le fer-blanc. C'est en le traitant par un mélange d'acide hydro-chlorique et d'acide nitrique que l'on prépare l'hydro-chlorate d'étain, qui est employé surtout dans la teinture écarlate. Il fait partie de l'or mussif ou per-sulfure d'étain. Qui ne sait que l'étamage ordinaire consiste dans une couche très-mince de ce métal appliquée sur le cuivre? N'avons-nous pas déjà fait observer que la potée d'étain, qui, par le frottement, donne aux glaces un certain poli, se fait en le calcinant avec un peu de plomb? Combien n'emploie-t-on pas d'étain pour fabriquer divers vases et instrumens!

Enfin autrefois l'on s'en servait en médecine; il faisait partie du fameux *lilium de Paracelse*, de la composition anti-hectique de Potérius, etc. Quelques médecins l'administrent même encore en limaille fine, comme vermifuge, à la dose de quelques gros.

Du Cadmium.

144 *bis.* La découverte du cadmium est toute récente; elle ne date en effet que de 1818; il paraît qu'elle est due à M. Stromeyer et à M. Hermann.

Quoi qu'il en soit, ce métal n'a encore été trouvé que dans les mines de zinc; savoir: dans plusieurs variétés de *calamine* et de *blende* (236, 524). La calamine le contient sans doute à l'état d'oxide, et la blende à l'état de

sulfure ; il entre dans leur composition pour quelques centièmes tout au plus.

Pour l'en extraire, on commence par dissoudre à chaud ces mines dans l'acide sulfurique faible, et l'on fait passer un excès de gaz hydrogène sulfuré à travers la dissolution acide, filtrée et refroidie. L'hydrogène sulfuré décompose l'oxide de cadmium, et forme avec lui de l'eau et du sulfure de cadmium qui se précipite, mêlé ordinairement à un peu de sulfure de zinc, et même de sulfure de cuivre lorsque la mine renferme une certaine quantité de ce dernier métal, ce qui arrive quelquefois. Le précipité étant recueilli et bien lavé, est redissous, toujours à l'aide de la chaleur, dans l'acide hydro-chlorique liquide : de là résultent, par la décomposition de l'eau, du gaz hydrogène sulfuré, qui, en raison de la température, est sans action sur la liqueur, et des hydro-chlorates de cadmium et de zinc, qui doivent être évaporés presque jusqu'à siccité pour chasser l'acide excédent. Alors on verse de l'eau sur le résidu, et on y ajoute un excès de carbonate d'ammoniaque. Celui-ci, par son action sur les hydro-chlorates métalliques, donne lieu à de l'hydro-chlorate d'ammoniaque et à des carbonates de zinc et de cadmium. Or, le premier est soluble dans le carbonate ammoniacal, et le second ne possède pas cette propriété. Il suffira donc de filtrer la liqueur pour obtenir le carbonate de cadmium. Dès qu'il sera lavé, on le fera sécher ; puis, après l'avoir mêlé avec un peu d'huile et de noir de fumée, on le chauffera presque jusqu'au rouge dans une cornue de verre. Par ce moyen, il se réduira et se sublimera dans le col de la cornue, d'où on le détachera facilement pour le fondre si l'on veut en culot.

Propriétés. — Le cadmium est presque aussi blanc que l'étain, sans odeur, sans saveur, très-brillant, susceptible d'un beau poli ; il tache les corps contre lesquels on

le frotte, se laisse facilement entamer par le couteau et limer, et présente à sa surface, en passant de l'état liquide à l'état solide, une cristallisation confuse qui a l'apparence de feuilles de fougère. Ses cristaux sont des octaèdres; sa texture est compacte; sa ductilité est assez grande pour qu'on puisse le tirer en fils d'un petit diamètre et en obtenir des feuilles très-minces; sa densité est de 8,640 à la température de 16° $\frac{1}{2}$; écroui, il pèse jusqu'à 8,6944.

Soumis à la chaleur, dans une cornue de verre, il fond avant de rougir, et même se réduit, au-dessous de cette température, en une vapeur inodore qui se condense dans le col du vase en gouttelettes brillantes et cristallines.

A froid, il est sans action sur le gaz oxigène et sur l'air, secs ou humides; mais lorsqu'on le chauffe convenablement en contact avec l'un d'eux, il brûle avec lumière, et produit un oxide qui paraît sous la forme d'une fumée jaune brunâtre : cet oxide est le seul que le métal puisse former.

On ne l'a uni jusqu'ici qu'avec quatre corps combustibles non métalliques, qui sont : le phosphore, le soufre, le chlore et l'iode; on l'a allié, au contraire, avec presque tous les métaux.

Probablement qu'il décompose l'eau au degré de la chaleur incandescente (129).

Sa rareté fait qu'il est sans usages. (*Voyez*, pour plus de détails, le Mémoire de M. Stromeyer, *Annales de Chimie et de Physique*, t. XI, pag. 76.)

Des Métaux de la quatrième section.

Les métaux de la quatrième section sont ceux qui ne décomposent l'eau ni à froid ni à chaud, qui absorbent le gaz oxigène à une température plus ou moins élevée, et dont les oxides sont réductibles par l'électricité et divers

corps combustibles, et irréductibles par la chaleur seule. On les partage en deux parties : dans la première on place ceux qui sont capables de s'acidifier ; et dans la seconde, ceux qui ne peuvent former que des oxides. Les premiers sont au nombre de cinq : l'arsenic, le molybdène, le chrôme, le tungstène et le colombium. Les seconds sont au nombre de dix : l'antimoine, l'urane, le cérium, le cobalt, le titane, le bismuth, le cuivre, le tellure, le nickel et le plomb. Peut-être devrait-on mettre plusieurs de ceux-ci, et particulièrement l'antimoine, le titane et le tellure, au rang des métaux acidifiables.

De l'Arsenic.

145. Il paraît que c'est Brandt qui, le premier, en 1733, a considéré l'arsenic comme un métal particulier. Etudié ensuite par Macquer en 1746, Monnet en 1773, Schéele en 1775, Bergmann en 1777, et depuis par les chimistes modernes, son histoire aujourd'hui est assez complète ou n'offre que quelques points à discuter.

Ce métal autrefois était désigné par le nom de *régule d'arsenic*, et son oxide par celui d'*arsenic*, de *mort aux rats*. Ces deux dernières dénominations sont même encore employées vulgairement pour désigner l'*oxide arsenical*.

Propriétés. — L'arsenic est solide, gris d'acier, fragile, brillant lorsque sa cassure est récente, terne lorsqu'elle est ancienne. Sa texture est grenue, et quelquefois un peu lamelleuse ou plutôt écailleuse. Frotté entre les mains, il leur communique une odeur sensible. Il n'a point de saveur. Sa pesanteur spécifique est de 8,308 selon Bergmann. C'est un poison dont on ne saurait trop se défier.

Soumis à une chaleur d'environ 180°, sous la pression atmosphérique, l'arsenic se sublime lentement sans se fon-

dre, et cristallise en tétraèdres. Au-dessus de 180°, sous la même pression, il se sublime sans se fondre encore, et d'autant plus rapidement que le degré de chaleur est plus grand : c'est ce qu'il est facile de prouver en remplissant de mercure une petite cloche de verre courbe, y faisant passer du gaz azote, introduisant des fragmens d'arsenic jusque dans la partie supérieure de cette cloche, et les chauffant avec la lampe à esprit-de-vin (pl. xx, fig. 3). Bientôt en effet l'arsenic se volatilise sans passer de l'état solide à l'état liquide, et donne lieu à une couche métallique extrêmement brillante, au milieu de laquelle on distingue une foule de petits cristaux. On n'obtient de gros cristaux qu'en opérant sur une centaine de grammes d'arsenic, faisant l'expérience dans une cornue de grès, et ménageant la sublimation (9).

Le meilleur moyen de fondre l'arsenic paraît être de le chauffer sous une pression beaucoup plus considérable que celle de l'atmosphère; une fois fondu, on peut le couler en lingots ou en lames. Son degré de fusion est très-voisin de celui du tellure.

A la température ordinaire, l'arsenic n'agit sur le gaz oxigène et sur l'air qu'autant qu'ils sont humides (*a*); dans les deux cas, l'action est lente, et le produit qui se forme est un protoxide noir. A une température élevée, l'arsenic agit fortement, au contraire, sur l'oxigène sec ou humide; il absorbe rapidement ce gaz, et il en résulte du deutoxide blanc qui se sublime, et un dégagement de calorique et de lumière bleuâtre. Son action sur l'air ne diffère de celle qu'il exerce sur le gaz oxigène, qu'en ce qu'elle est moins vive, et qu'il n'y a pas de lumière dégagée, ou qu'il n'y

(*a*) Cependant, ayant mis de l'arsenic bien brillant en contact avec du gaz oxigène et de l'air secs, j'ai trouvé qu'au bout de quinze jours, ce métal avait beaucoup perdu de son éclat, ce qui, selon toute apparence, ne pouvait être dû qu'à une légère oxidation.

en a que très-peu du moins. L'expérience se fait très-bien sur le mercure dans une petite cloche courbe (pl. xx, fig. 3): il suffit pour cela d'introduire le gaz et l'arsenic dans celle-ci, et de la chauffer peu à peu avec la lampe à esprit-de-vin. Voilà pourquoi, lorsqu'on projette de l'arsenic en poudre sur des charbons ou dans un têt incandescens, il se dissipe promptement à l'état d'oxide sous forme de vapeurs blanches très-épaisses. Ces vapeurs, dangereuses à respirer, sont même tellement remarquables par leur odeur, qui se rapproche de celle de l'ail ou du phosphore, que quand, dans le grillage d'une mine, cette odeur se manifeste accompagnée de quelques fumées blanches, c'est un signe presque certain que la mine contient de l'arsenic.

L'arsenic est, comme le potassium et le tellure, capable de s'unir à l'hydrogène; il s'unit d'ailleurs, comme les autres substances métalliques, au phosphore, au soufre, au sélénium, au chlore, à l'iode et à presque tous les métaux.

Pulvérisé et mis en contact avec l'eau dans une capsule, il s'oxide peu à peu par l'oxigène de l'air que cette eau contient et qu'elle absorbe successivement, et il s'y dissout en assez grande quantité pour tuer les mouches qui la boivent.

Etat naturel. — C'est l'un des métaux qui se rencontrent sous quatre états dans la nature : à l'état natif, à l'état d'oxide, à l'état de combinaison binaire avec le soufre et plusieurs métaux, à l'état d'arséniate.

L'arsenic natif ressemble à l'arsenic retiré des mines arsenicales par voie de sublimation, si ce n'est qu'il est moins pesant; car, suivant Brisson, il ne pèse que 5,72 à 5,76. Il est tantôt en masses formées de lames qui se recouvrent à la manière de celles qui forment les coquilles; tantôt sous forme de couches minces, présentant le brillant métallique; tantôt sans forme prononcée. On n'en trouve jamais,

ou très-rarement du moins, en filons. Il accompagne ordinairement les mines de sulfure d'argent, de carbonate de fer, d'arseniures de nickel, de cobalt. Les montagnes primitives seules en contiennent. Il en existe particulièrement en France, à Sainte-Marie-aux-Mines, en gros mamelons; en Saxe, à Freyberg; en Bohême, à Joachimstal; en Angleterre, dans les mines de Cornouailles; en Sibérie, dans la mine d'argent de Zmeof, etc.: il n'est donc pas rare, mais il n'est presque jamais pur; il renferme, la plupart du temps, un peu de fer, et quelquefois même de l'or et de l'argent.

Extraction. — L'arsenic pur s'obtient en calcinant l'arsenic qu'on trouve dans le commerce sous la forme de masse cristalline et noirâtre. A cet effet, on met deux ou trois cents grammes d'arsenic du commerce dans une cornue de grès à long col; on la dispose dans un fourneau à réverbère, de manière que tout le col soit presque hors du fourneau; on la bouche avec un bouchon légèrement troué, et on la chauffe peu à peu jusqu'au rouge; l'arsenic se sublime, se condense et se moule dans le col, tandis que le fer, ou les autres matières que l'arsenic contient, restent au fond de la cornue. Lorsque la cornue est refroidie, on en casse le col, on en retire l'arsenic, et on le conserve dans des flacons à larges ouvertures et bouchés à l'émeri: s'ils étaient bouchés avec du liége, l'arsenic se ternirait, parce que l'air serait toujours plus ou moins humide.

Quelquefois on extrait encore, dans les laboratoires, l'arsenic de l'oxide blanc d'arsenic, en faisant une pâte avec cet oxide et du savon, et le calcinant dans l'appareil précédent; mais ce procédé, dont il sera question par la suite, est beaucoup plus long et moins commode à pratiquer que l'autre.

Usages. — Les usages de l'arsenic sont très-bornés. Uni au platine, à l'étain et au cuivre, il forme un alliage propre

à faire des miroirs de télescope. Mis en poudre sur une assiette et couvert d'eau, il sert à faire périr les mouches. L'on s'en est servi jusque dans ces derniers temps pour fondre le platine et le mettre en lingots; mais il paraît que l'intermède de l'arsenic n'est plus nécessaire pour cela. C'est en grillant les mines de cobalt arsenical que l'on obtient tout l'oxide blanc d'arsenic du commerce : l'arsenic qu'elles contiennent se trouve alors en partie brûlé. Enfin c'est en traitant ces mêmes mines par l'acide nitrique que l'on se procure l'arseniate de cobalt, qui s'emploie quelquefois dans les fabriques de porcelaine pour faire le beau bleu d'azur.

Du Molybdène.

146. *Propriétés physiques.* — Comme on n'a encore pu obtenir le molybdène qu'en petits grains agglutinés ensemble, parce qu'il est très-difficile à fondre, les propriétés physiques n'en sont pas bien connues. On ne sait point s'il possède le brillant métallique à un haut degré; on n'est point d'accord sur sa couleur; on sait seulement qu'il est solide, fixe, cassant. Selon Hielm, sa pesanteur spécifique est de 7,400, et selon Bucholz de 8,611. (Thomson, tom. 1er, pag. 617, trad. franç.)

Historique. — Ce métal était inconnu avant 1778; par conséquent on ne connaissait pas à une époque antérieure la composition de la mine de sulfure de molybdène. Cette mine était appelée alors *mine de plomb*. Cronstedt, pour la distinguer du carbure de fer, qu'on désignait aussi sous ce nom, Cronstedt lui donna le nom de *molybdène* que porte aujourd'hui le métal. C'est Qwist qui fit le premier un travail assez remarquable sur cette sorte de mine (1er vol. des *Mémoires* de Schéele, pag. 240, trad. franç.) : il y découvrit du soufre. Schéele en fit un plus remarquable encore, d'où il conclut que le molybdène était composé d'un acide neutralisé par le soufre (1er vol. des *Mémoires* de

Schéele, pag. 236, trad. franç.). Bergmann, persuadé que cet acide devait être de nature métallique, engagea Hielm à faire des recherches à ce sujet. Hielm, en 1782, obtint le métal présumé par Bergmann. (*Journal de Physique*, 1789.) Enfin Pelletier (*Journ. de Phys.* 1785), Heyer (*Ann. de Crell.*, 1787, t. II), Hatchett (*Transactions philosophiques*, 1796, 285) et quelques autres chimistes l'examinèrent de nouveau, et en étudièrent les propriétés.

Propriétés chimiques. — Le molybdène résiste au feu de nos meilleures forges. Il est très-probable qu'à la température ordinaire il n'a aucune action ni sur le gaz oxigène ni sur l'air privés d'humidité; on ignore s'il en aurait une sur ces gaz humides. Lorsqu'on fait rougir le molybdène à l'air libre, il se convertit en un acide blanc qui se sublime : il suit de là qu'à la température rouge, il peut absorber le gaz oxigène et donner naissance à cet acide. L'expérience peut être faite dans un tube de porcelaine, au moyen de deux vessies, l'une pleine d'air ou de gaz oxigène, et l'autre vide. Il n'a encore été combiné qu'avec un très-petit nombre de corps combustibles ; savoir : le soufre, le phosphore, le chlore et quelques métaux.

Etat naturel. — Le molybdène ne se trouve qu'à l'état de sulfure, et qu'uni avec l'oxigène et le plomb dans le molybdate de plomb. Ces deux mines sont très-rares.

Extraction et usages. — C'est du sulfure qu'on l'extrait, parce que cette mine est moins rare que celle de molybdate de plomb, et qu'elle est plus facile à traiter. On commence par la faire bouillir avec de l'acide nitrique pour en acidifier le métal, et l'on réduit ensuite l'acide molybdique en le mêlant au charbon et exposant ce mélange à une haute température (1209 et 1210).

Du Chrôme.

147. Ce métal est remarquable surtout par la propriété qu'il a de former avec presque tous les corps des composés colorés, dont quelques-uns sont employés avec un grand succès en peinture et sur porcelaine : de là même le nom qu'il porte, nom tiré d'un mot grec qui signifie *couleur*.

Historique. — C'est à M. Vauquelin que nous devons la découverte du chrôme; il la fit en 1797, dans le plomb rouge ou chromate de plomb de Sibérie. C'est à lui aussi qu'est dû presque tout ce que nous savons sur ce nouveau métal. MM. Klaproth, Mussin-Puschkin (*Annales de Chimie*, tom. XXXII, XXXIII et XXXIV), M. Gmelin (*Annales de Chimie*, tom. XXXIV), et M. Godon (*Annales de Chimie*, tom. LIII), n'ont pour ainsi dire fait que répéter ses expériences, ou, du moins, n'y ont fait que de légères additions.

Propriétés. — Le chrôme est solide, fragile, d'un blanc grisâtre. Comme il est très-difficile à fondre, on ne l'a encore obtenu qu'en masse poreuse, formée en certains points de grains serrés, et en d'autres d'aiguilles cristallisées qui se croisent en tout sens. On ignore quelle est sa pesanteur spécifique.

Le chrôme est au moins aussi réfractaire que le molybdène. Il est probable qu'à la température ordinaire il n'est altéré ni par le gaz oxigène ni par l'air secs, et qu'à cause de sa forte cohésion, il n'a même pas d'action sur ces gaz humides. A une température rouge, il absorbe le premier et décompose le second : de là résulte un oxide vert, et sans doute un dégagement de calorique, mais point de dégagement de lumière. L'expérience ne pourrait être faite dans une cloche de verre; cette cloche fondrait : on la fait dans un tube de porcelaine, au moyen de deux vessies, l'une vide, et l'autre pleine de gaz oxigène (pl. XXIII,

fig. 3), ou bien dans un têt qu'on expose à l'air libre, à une température très-élevée.

Le soufre, le phosphore et le chlore sont les seuls corps combustibles non métalliques qui aient été unis avec ce métal.

On ne l'a également combiné qu'avec un petit nombre de métaux.

Sa cohésion est si grande qu'il n'est attaqué par aucun acide.

Cependant, lorsqu'on le chauffe dans un creuset avec de la potasse ou de la soude, il absorbe promptement l'oxigène : il passe même à l'état d'acide, car il se forme alors un composé jaunâtre qui est un véritable chromate.

Etat naturel et extraction. — Le chrôme ne se trouve qu'à l'état de chromate, et qu'à l'état d'oxide, tantôt pur, tantôt combiné avec l'oxide de fer : il n'est commun que sous ce dernier état. C'est de l'oxide de chrôme qu'on extrait le chrôme, en calcinant cet oxide avec le charbon à une très-haute température. Ce métal est sans usages et difficile à traiter; on ne le prépare qu'en très-petite quantité (1209).

Du Tungstène.

148. *Historique.* — Schéele ayant analysé, en 1781, un minéral connu sous le nom de *tungstène* ou *pierre pesante*, conclut de ses recherches qu'il était formé de chaux et d'un acide. Bergmann regarda cet acide comme devant être de nature métallique; mais cette opinion ne fut mise hors de doute que par les frères D'Elhuyart. La découverte de ce métal appartient donc à ceux-ci, quoiqu'elle ait été pressentie par les deux savans chimistes suédois.

Propriétés. — Le tungstène est solide, très-dur, à peine attaquable par la lime, cassant, brillant, blanc-grisâtre comme le fer; il est presqu'aussi difficile à fondre que le

molybdène : aussi ne l'a-t-on point encore obtenu en culot bien formé. Selon MM. D'Elhuyart, sa pesanteur spécifique est de 17,6.

Le tungstène résiste au feu de nos meilleures forges. A la température ordinaire, il n'a aucune action sur le gaz oxigène et sur l'air secs; on ignore s'il en a sur ces gaz humides. Lorsqu'on chauffe jusqu'au rouge le tungstène à l'air libre, il s'oxide et devient brun. Il suit de là qu'à une température élevée, il absorbe le gaz oxigène. L'expérience peut être faite comme celle qui a été décrite (132). Jusqu'à présent il n'est que peu de corps combustibles qui aient été unis avec lui.

Etat naturel, Extraction, Usages. — On trouve le tungstène à l'état de tungstate de chaux et de tungstate de fer. Le tungstate de chaux est très-rare; le tungstate de fer l'est beaucoup moins. C'est de celui-ci que le tungstène s'extrait. Cette extraction ne se fait que dans les laboratoires, et seulement pour étudier les propriétés de ce métal, qui est sans usages.

Du Colombium.

149. *Historique.* — Le colombium, qui rappelle le nom de Christophe Colomb, fut découvert, en 1801, par M. Hatchett, dans un minéral venant d'Amérique. (*Ann. de Chimie*, tom. XLI, XLII, XLIV). Trouvé par Ekeberg, peu de temps après, dans des minéraux de Suède, il lui parut être différent de ceux qui étaient connus jusqu'alors, et reçut le nom de *tantale*. (*Annales de Chimie*, tom. XLIII et LVIII). Voilà pourquoi, pendant plusieurs années, on regarda le colombium et le tantale comme deux métaux particuliers; mais M. Wollaston prouva, en 1809, qu'ils étaient identiques. (*Annales de Chimie*, t. LXXVI.) MM. Gahn, Berzelius et Eggertz, chimistes suédois, viennent d'en faire une étude particulière. (*Annales de Chi-

mie et de Physique, tom. III, pag. 140.) C'est de leur mémoire que nous extrairons ce que nous allons dire.

Le colombium, tel que les chimistes suédois l'ont obtenu, est d'un gris foncé; il raye le verre; frotté sur une pierre fine à aiguiser, il prend un éclat métallique très-marqué, et ressemble alors au fer; en le réduisant en poudre, il devient terne et très-brun.

Le plus violent feu de forge ne fait que l'agglutiner: aussi est-il toujours poreux, et ne peut-on point en déterminer la densité. A la température de l'atmosphère, il n'a sans doute aucune action ni sur le gaz oxigène ni sur l'air secs; toutefois, lorsqu'on le chauffe jusqu'au rouge à l'air libre, il s'embrase, brûle faiblement sans flamme, absorbe quelques centièmes d'oxigène, et se change en une poudre d'un blanc grisâtre.

On ne l'a encore uni qu'en une seule proportion avec l'oxigène, et le composé qui en est résulté est un acide faible, que nous connaîtrons par la suite sous le nom d'*acide colombique*.

Le soufre est le seul corps combustible avec lequel on ait essayé, mais vainement, de le combiner.

Il paraît qu'il est capable de s'allier assez facilement avec plusieurs métaux.

Il n'est attaquable par aucun acide, même par l'*eau régale* ou l'*acide hydro-chloro-nitrique*.

Il l'est, au contraire, lorsqu'on le calcine fortement avec la potasse ou la soude, dans un creuset ouvert: il se forme dans ce cas un colombate alcalin.

Etat naturel. — Le colombium ne se trouve qu'à l'état d'acide, tantôt combiné avec un peu d'oxide de fer et de manganèse, tantôt avec de l'oxide d'yttrium ou de l'yttria. Ces minéraux sont rares. (Voyez (567) *Acide colombique.*)

Extraction. — C'est en mêlant avec du charbon l'acide colombique qui est blanc et insoluble, et exposant le mé-

lange à un violent feu de forge, qu'on obtient ce métal (1209 et 1210) : il est sans usages.

De l'Antimoine.

150. *Historique.* — L'époque de la découverte de l'antimoine n'est pas bien connue : tout ce que l'on sait à cet égard, c'est que Basile Valentin paraît être le premier qui ait décrit la manière de l'obtenir, dans un ouvrage publié à la fin du 15ᵉ siècle, et dont le titre est : *Currus triumphalis antimonii*. Ce métal est l'un de ceux sur lesquels tous les alchimistes ont le plus exercé leur infatigable patience. Il n'est presque point de chimistes non plus qui ne s'en soit occupé : de là une foule de dissertations ; de là aussi un grand nombre de préparations médicales, parmi lesquelles se trouvent l'émétique et le kermès, deux des meilleurs médicamens que la médecine possède. On l'appelait autrefois *régule d'antimoine, stibium* ; le nom d'*antimoine cru* était donné à sa combinaison avec le soufre.

Propriétés. — L'antimoine est solide, blanc bleuâtre, très-brillant, très-cassant, facile à réduire en poudre. Frotté entre les doigts, il leur communique une odeur sensible. Sa texture est lamelleuse. On peut l'obtenir cristallisé en cubes. Sa pesanteur spécifique est de 6,7021.

L'antimoine entre en fusion au-dessous de la chaleur rouge ; d'où il suit qu'on peut le fondre dans toute sorte de creuset de terre. Lorsqu'il est fondu et qu'on le laisse refroidir peu à peu, il se prend en un culot qui présente à sa surface une cristallisation que les anciens chimistes ont comparée pour la forme aux feuilles de fougère, et que l'on remarque dans tous les pains d'antimoine du commerce. Il n'est point volatil ; du moins, chauffé dans une cornue de grès dont le col est muni d'un tube pour prévenir l'accès de l'air, et dans un fourneau à réverbère dont le feu est augmenté par un tuyau d'un mètre

de haut, il ne se volatilise point. On trouve tout au plus, après deux heures de feu, quelques grains d'antimoine attachés à la voûte de la cornue, et dont la sublimation est facile à concevoir d'après ce qui a été dit en note (131).

Son action sur le gaz oxigène et sur l'air atmosphérique, privés d'humidité, est nulle à la température ordinaire; elle est à peine sensible sur ces gaz, même lorsqu'ils sont humides : cependant il est probable qu'elle donne lieu à une légère oxidation, car il est constant que l'antimoine perd un peu de son brillant à l'air libre.

A une température élevée, l'antimoine absorbe facilement le gaz oxigène : il en résulte un oxide très-blanc, et un dégagement de calorique et de lumière. L'expérience peut être faite sur le mercure dans une cloche courbe (pl. xx, fig. 3); mais il est nécessaire de porter la cloche jusqu'au rouge brun. On peut aussi de cette manière décomposer l'air par l'antimoine, pourvu que l'on agite le métal avec une tige : toutefois la combustion a lieu alors sans dégagement de lumière; elle ne peut être vive qu'autant que l'antimoine est incandescent et qu'on renouvelle l'air. Cette vive combustion se produit sans peine en faisant rougir fortement au feu quelques grammes d'antimoine dans un petit creuset, et le versant de 12 à 15 décimètres de haut sur le carreau ou sur une table; l'antimoine se divise en une foule de petits globules rouges qui, partant d'un centre commun, se projettent dans tous les sens, brûlent rapidement en traversant l'air, y répandent beaucoup d'oxide d'antimoine en vapeur et se solidifient. Lorsqu'on répète cette expérience, il ne faut agir tout au plus que sur 8 ou 10 grammes d'antimoine, et s'élever un peu au-dessus du sol, pour n'être point atteint par les petits globules incandescens. C'est en calcinant l'antimoine dans un creuset et recueillant les vapeurs qui se produisent dans d'autres

creusets renversés que l'on obtient l'oxide, que l'on connaissait autrefois sous le nom de *fleurs d'antimoine* (537).

Des huit corps combustibles non métalliques, cinq seulement, le phosphore, le soufre, le sélénium, le chlore et l'iode, ont été combinés avec l'antimoine. Il paraît qu'il peut s'allier avec la plupart des métaux.

Etat naturel. — L'antimoine existe sous quatre états : 1°. à l'état natif; 2°. à l'état d'oxide; 3°. très-souvent à l'état de sulfure; 4°. rarement à l'état d'oxide sulfuré.

On trouve l'antimoine natif principalement à Andréasberg, au Hartz : il contient, d'après M. Klaproth, 0,01 d'argent et des traces de fer; il a pour gangue du quartz et du carbonate de chaux. On le trouve aussi à Allemont, près de Grenoble, département de l'Isère (*Schreiber*), et à Sahlberg en Suède (*Shwab*).

Extraction. — C'est du sulfure d'antimoine qu'on extrait l'antimoine. Cette extraction se fait en grand (1232), et l'antimoine qui en provient se verse dans le commerce sous la forme de pains qui présentent à leur surface, d'une manière bien remarquable, les formes dont il a été question précédemment.

Usages. — L'antimoine est employé dans les arts pour faire, en le combinant avec environ quatre fois son poids de plomb, l'alliage des caractères d'imprimerie. Il sert en pharmacie à préparer, 1°. le beurre ou chlorure d'antimoine; 2°. l'oxide antimonial, désigné autrefois par le nom de *fleurs d'antimoine*; 3°. l'antimoine diaphorétique ou l'antimonite de potasse.

Les pilules perpétuelles, dont l'on faisait usage autrefois comme purgatif et même comme vomitif, n'étaient que de petites balles d'antimoine que l'on rendait telles qu'on les avait prises. Quelquefois, au lieu de ces pilules, l'on prenait du vin blanc qui avait séjourné pendant quelque temps dans des tasses d'antimoine, et qui,

par l'acide qui s'y développait, avait la propriété de dissoudre une portion d'antimoine oxidé peu à peu par le contact de l'air.

L'antimoine entre d'ailleurs dans la composition de l'émétique, du kermès, du soufre doré, du fondant de Rotrou, du verre d'antimoine, du *crocus metallorum* ou safran des métaux, du foie d'antimoine, et de plusieurs autres médicamens dont on ne fait plus d'usage. (*Voyez* la Table par ordre alphabétique.)

De l'Urane.

151. *Historique.* — L'urane, dont le nom dérive de celui de la planète *Uranus*, fut découvert par M. Klaproth en 1789, dans un minéral appelé *pech-blende.* Ce minéral, qui est noirâtre et qu'on trouve dans la mine de Georges Wagsfort, à Johann-Georgen-Stadt, en Saxe, avait été regardé auparavant, tantôt comme une mine de zinc, tantôt comme une mine de fer ou de tungstène. C'est à M. Klaproth et à M. Bucholz que nous devons ce que nous savons sur les propriétés de ce métal particulier. (Voyez *Mémoires de* M. Klaproth, tom. II; et *Annales de Chimie*, tom. LVI.)

Propriétés. — L'urane est solide, gris foncé, très-brillant, cassant, facilement attaqué par la lime, ; il peut être entamé par le couteau. Sa pesanteur spécifique est de 8,7 selon M. Klaproth, et de 9,000 selon M. Bucholz. Cette différence de résultats tient à ce que jusqu'à présent on n'a point encore pu obtenir l'urane bien fondu, et qu'on ne l'a jamais eu qu'en masse poreuse : aussi n'a-t-il point été possible de le faire cristalliser.

L'urane, exposé à nos plus violens feux de forge, éprouve à peine un commencement de fusion. Il est probable qu'à la température ordinaire, l'urane n'a aucune action ni sur le gaz oxigène ni sur l'air secs; on ne sait

pas s'il en a sur ces gaz humides. Lorsqu'on le chauffe jusqu'au rouge, à l'air libre, dans un têt, il s'embrase et passe à l'état d'un oxide qui est noirâtre.

Il n'a été combiné jusqu'ici qu'avec quelques corps combustibles.

Etat, Extraction et Usages.—L'urane ne se trouve qu'en petite quantité dans la nature; il y est toujours à l'état de protoxide et de peroxide. C'est en calcinant fortement ces oxides avec le charbon, après les avoir séparés des matières qui les altèrent, qu'on obtient l'urane : il est sans usages.

Du Cérium.

152. *Historique.* — Le cérium est un des métaux dont la découverte est récente : elle date de 1804, et est le premier fruit des nombreux travaux de M. Berzelius; il la fit avec M. Hisinger, dans la cérite. (*Annales de Chimie*, tom. L, p. 145.) En répétant les expériences des chimistes suédois sur ce métal, MM. Klaproth et Vauquelin les ont variées et étendues. (*Annales d'Histoire naturelle*, t. V, p. 405 ; et *Annales de Chimie*, tom. LIV, p. 28.)

Propriétés. — Le cérium est solide, très-cassant, lamelleux, blanc-grisâtre. Sa pesanteur spécifique est inconnue, sans doute parce qu'il est impossible de l'obtenir en culot.

Il est presque infusible : cependant on parvient à en sublimer de petites portions. Il est probable qu'à la température ordinaire il n'a d'action ni sur le gaz oxigène ni sur l'air secs ; on ignore s'il en a sur ces gaz humides. Lorsqu'on le chauffe jusqu'au rouge à l'air libre, il s'oxide et devient blanc ; il suit de là qu'à une température élevée il absorbe le gaz oxigène.

On ne l'a uni jusqu'à présent, parmi les corps simples, qu'au soufre, au chlore et à quelques métaux.

Etat naturel.—Il n'a encore été trouvé qu'à l'état d'oxide

combiné, 1°. avec la silice et l'oxide de fer, dans la mine de cuivre de Bastnaès, à Riddarhyta en Suède; 2°. avec ces deux substances, la chaux et l'alumine, au Groenland; 3°. avec l'acide fluorique d'une part, et avec l'acide fluorique et l'yttria de l'autre, dans les environs de Fahlun. C'est le premier de ces deux composés qu'on désigne sous le nom de *cérite*.

Extraction. — Le cérium ne s'extrait que pour en étudier les propriétés. A cet effet, après avoir purifié son oxide, on le traite par le charbon à une haute température (1209). Ce métal est sans usages.

Du Cobalt.

153. *Historique.*—Quoique, dès le 15e siècle, la mine de cobalt grillée fût employée pour colorer le verre en bleu, il paraît que ce n'est qu'en 1733 qu'on a su qu'elle contenait un métal particulier. Brandt paraît être l'auteur de cette découverte. Les recherches les plus remarquables auxquelles ce métal ait donné lieu à diverses époques, sont celles de Lehman en 1762, de Bergmann en 1780, de M. Tassaert en 1798 (*Ann. de Chim.*, tom. XXVIII), de M. Vauquelin en 1800 (*Jour. des Mines*), de M. Proust (*Journ. de Phys.* t. LXIV), de M. Laugier (*Ann. de Chim. et de Phys.*, t. IX, p. 267).

Propriétés. — Le cobalt est solide, dur et cassant; on prétend qu'il est sensiblement ductile à chaud; son grain est fin et serré; sa couleur, un peu moins blanche que celle de l'étain; sa densité, de 8,5384. On ne l'a point encore obtenu cristallisé, sans doute parce qu'il est très-difficile à fondre; il est magnétique, mais moins que le fer.

Le cobalt fond à-peu-près au même degré de feu que le fer, à environ 130° pyromètre de Wedgwood. Il n'est point volatil. Il n'a d'action, à la température ordinaire, ni sur le gaz oxigène ni sur l'air secs; son action sur ces

gaz humides est indéterminée. A une température élevée, il se combine avec le gaz oxigène, en donnant lieu à la formation d'un oxide noir et à un dégagement de calorique; il agit sur l'air, à cette dernière température, de la même manière que sur le gaz oxigène. L'expérience doit être faite comme il est dit (132).

Le cobalt n'a été uni jusqu'à présent qu'avec quelques corps combustibles, le phosphore, le soufre, le chlore, le sélénium, et plusieurs métaux.

Etat naturel. — Le cobalt se trouve sous trois états dans la nature : à l'état d'oxide; à l'état de sulfate et d'arseniate; combiné avec plusieurs corps combustibles, et particulièrement l'arsenic et le soufre. Suivant M. Stromeyer, ces dernières mines seraient formées de, savoir :

Cobalt gris de Skutterud, dont la densité à 10° = 6,232.		*Cobalt arsenical de Riegelsdorf,* dont la densité à 10° = 6,449.	
Arsenic	43,47	Arsenic	74,22
Cobalt	33,10	Cobalt	20,31
Fer	3,23	Fer	3,42
Soufre	20,08	Soufre	0,89
	99,88	Cuivre	0,16
			99,00

Ou autrement,

Sulfure de cobalt	49,39	Arseniure de cobalt	51,70
Per-sulfure de fer	7,03	Arseniure de fer	9,17
Arsenic	43,46	Per-sulfure de fer	1,55
	99,88	Sulfure de cuivre	0,20
		Arsenic	36,38
			99,09

Le cobalt de Tunaberg serait aussi, d'après le même chimiste, analogue au cobalt de Skutterud. (*Ann. de Chim. et de Phys.* tom. VIII, pag. 80.)

Extraction — C'est principalement de la mine de cobalt de Tunaberg qu'on extrait le cobalt, parce qu'elle est plus riche en cobalt, plus pure et plus aisée à traiter que les autres; on en retire le cobalt à l'état d'oxide, puis on calcine cet oxide avec le charbon; ou bien on chauffe fortement l'oxalate de cobalt dans des vaisseaux fermés (1209).

Usages. — Le cobalt est sans usages; mais plusieurs des composés dont il fait partie en ont d'importans : tels sont surtout l'oxide et l'arseniate de cobalt dont l'on se sert pour colorer en bleu les porcelaines, faire le bleu d'azur, et le bleu de cobalt proprement dit.

Du Titane.

154. *Historique.* — M. Grégor, religieux de Menachan en Cornouailles, ayant analysé, vers l'année 1781, un fossile sablonneux à grains gris, conclut de ses recherches que ce fossile, qu'il avait trouvé dans le vallon de la paroisse de Menachan, était composé de fer et d'oxide d'un nouveau métal, auquel Kirwan donna le nom de *ménachine.* (*Mém. de Chimie* de Klaproth, tom. II, p. 70, traduct. franç.; *Journ. de Physique*, tom. XL, pag. 72 et 152.) Quoique les expériences de M. Grégor fussent exactes, il paraît que peu de personnes y firent attention jusqu'en 1797. Mais, à cette époque, M. Klaproth les ayant répétées, en confirma les résultats, et vit de plus que le ménachine était le même métal que celui qu'il avait trouvé, en 1795, dans le schorl rouge de Hongrie, et qu'il avait désigné sous le nom de *titane.* (*Mémoires* de M. Klaproth, t. II, trad. franç.) Ce dernier nom est resté au métal, et l'honneur de la découverte au savant religieux anglais. C'est à MM. Grégor, Klaproth, Vauquelin et Hecht (*Journal des Mines*, n° 15) que nous devons presque tout ce que nous savons sur le titane.

Propriétés. — Les propriétés physiques du titane ne sont

pas mieux connues que celles du molybdène, parce que jusqu'à présent on n'est point parvenu à le fondre. Il n'a encore été obtenu que sous la forme de pellicules friables, d'un rouge plus foncé que le cuivre. Ces pellicules, qui sont assez brillantes, paraissent être le titane à l'état métallique. On pourrait donc dire que le titane est solide, brun-rouge et cassant.

Le titane est infusible, ou plutôt il résiste au feu de nos meilleures forges. Il est probable qu'à la température ordinaire, il n'a aucune action ni sur le gaz oxigène ni sur l'air secs; on ne sait pas s'il en a sur ces gaz humides. Mis en contact avec l'air, au degré de la chaleur rouge, il s'oxide et devient bleu : il suit de là qu'il peut absorber le gaz oxigène à une température élevée.

Il n'a été uni jusqu'ici avec aucun des corps combustibles simples non métalliques, et il ne l'a été qu'avec quelques métaux.

Aucun acide ne l'attaque; mais il s'oxide facilement, lorsqu'on le calcine avec la potasse ou la soude dans un creuset; il se forme alors un composé d'oxide de titane et d'alcali. Cette différence d'action tient sans doute à ce que la combinaison de ce métal avec l'oxigène joue plutôt le rôle d'acide que d'oxide.

Etat naturel. — Le titane n'a encore été trouvé qu'à l'état d'oxide. Cet oxide est rarement pur; il est presque toujours combiné, soit avec l'oxide de fer, soit avec la silice et la chaux. On trouve des mines de titane en un assez grand nombre de lieux, mais jamais en grande quantité.

Extraction et Usages. — C'est en séparant l'oxide de titane des matières avec lesquelles il est naturellement mêlé, et en le chauffant fortement avec le charbon, qu'on obtient le titane (1209). Ce métal est sans usages.

Du Bismuth.

155. *Historique.* — Il serait difficile de dire quel est l'auteur de la découverte du bismuth. Ce qu'il y a de certain, c'est qu'elle remonte au moins à 1520, car il est question de ce métal dans le traité d'Agricola, qui parut à cette époque. Geoffroi le jeune est le premier qui, en 1753, ait publié, dans les Mémoires de l'Académie, un travail sur ce métal, assez complet pour le temps. Les recherches qui ont été faites depuis n'ont eu pour objet que quelques points de son histoire. Il était connu autrefois sous le nom d'*étain de glace*.

Propriétés. — Le bismuth est solide, blanc-jaunâtre, très-cassant, facile à réduire en poudre; sa structure est lamelleuse. C'est le métal qui cristallise le plus facilement et le plus régulièrement. Ses cristaux sont des cubes qui se disposent ordinairement, les uns par rapport aux autres, de manière à former une pyramide quadrangulaire renversée, dont chaque face présente une sorte d'*escalier*. Il faut qu'il soit bien pur, et surtout qu'il ne contienne point d'arsenic, pour produire cette belle cristallisation (*a*). Sa pesanteur spécifique est de 9,822.

Le bismuth est un des métaux qui entrent le plus facilement en fusion; il paraît qu'il fond à environ 256°. Quoique regardé comme volatil par quelques chimistes, il ne l'est réellement pas : du moins, lorsqu'on le chauffe très-fortement dans une cornue de grès, on n'en trouve point dans le col après l'opération.

A la température ordinaire, il n'a point d'action sur le

(*a*) Le bismuth du commerce contient quelquefois de l'arsenic. On peut le reconnaître à ce qu'il est en petites lames, et surtout à ce qu'il ne se dissout point complètement dans un excès d'acide nitrique, ou bien à ce qu'il donne lieu, en le traitant à chaud par cet acide, à un précipité blanc insoluble, qui n'est autre chose que de l'arseniate de bismuth.

gaz oxigène et sur l'air privés d'humidité; mais il en a une légère sur ces gaz humides, car il se ternit comme l'antimoine par leur contact.

A une température élevée, il absorbe facilement le gaz oxigène; l'absorption commence même à avoir lieu aussitôt qu'il entre en fusion. Il en résulte un oxide gris-jaunâtre très-fusible, un dégagement de calorique, et de plus un dégagement de lumière, si la température est voisine du rouge-brun. Il est probable qu'on pourrait faire l'expérience dans une cloche courbe (pl. xx, fig. 3); mais alors, au lieu d'opérer sur le mercure, qui s'allierait au bismuth et ne se volatiliserait pas, il faudrait opérer sur l'eau, qui se dégagerait de la surface du métal à la première impression du feu.

L'action du bismuth sur l'air à chaud est la même que sur le gaz oxigène, sinon qu'elle est moins vive. Cependant, lorsqu'on fait l'expérience dans un creuset, et qu'on le fait chauffer fortement, l'oxidation a lieu avec un faible dégagement de lumière bleuâtre. Il se forme, dans ce cas, un oxide jaune qui se vaporise et donne naissance à des vapeurs assez épaisses.

La plupart des métaux peuvent s'allier au bismuth, qui, d'ailleurs, n'a encore été uni, parmi les corps combustibles simples non métalliques, qu'avec le phosphore, le soufre, le sélénium, le chlore et l'iode.

Etat naturel. — Le bismuth se trouve sous trois états: 1°. à l'état natif; 2°. à l'état d'oxide; 3°. combiné tout à la fois avec le soufre et l'arsenic. Il est plus souvent sous ce dernier état que sous les deux autres.

Le bismuth natif est très-rare; le minerai qu'on regarde souvent comme tel n'est presque jamais qu'un composé de bismuth et d'arsenic. On le rencontre ainsi allié ou pur, en France, dans les mines de Bretagne, dans la vallée d'Ossan, dans les Pyrénées; en Saxe, à Freyberg, à Schnée-

berg; en Bohême, à Joachimsthal; en Souabe, à Wittichen; en Suède, près de Loos et de Lofasen, etc. Souvent il est en filons, ou disséminé dans des filons de sulfure de zinc, d'argent natif, etc.

Usages. — Les usages du bismuth sont très-bornés; l'on ne s'en sert guère que pour faire le blanc de fard ou le sous-nitrate de bismuth.

Du Cuivre.

156. *Historique et usages.* — Le cuivre, connu de toute antiquité comme le fer, est peut-être après celui-ci le métal dont les usages sont le plus multipliés. En effet, l'on s'en sert pour faire beaucoup d'ustensiles : des chaudières, des casseroles, des baignoires, des tuyaux, etc. Réduit en lames, il est employé pour doubler les vaisseaux. Combiné avec le zinc dans le rapport de 75 à 25 environ, il forme le laiton ou cuivre jaune. Uni à l'étain, il constitue l'alliage des canons et des cloches. En le calcinant avec le soufre, on obtient une partie du sulfate de cuivre du commerce. C'est l'un des signes représentatifs de tous les produits de notre industrie. La monnaie de cuivre est formée de cuivre pur; les autres sont formées d'argent, d'or et de cuivre. Le cuivre entre aussi dans la composition de tous les ustensiles, vases et ornemens d'or et d'argent. A l'état de pureté, ces deux derniers métaux seraient trop mous pour conserver long-temps les formes que l'art leur donnerait; au lieu qu'en les combinant avec une petite quantité de cuivre, ils acquièrent de la dureté, et sont à l'abri de ce grave inconvénient.

Propriétés. — Le cuivre, que les anciens chimistes désignaient par le nom de *Vénus,* est solide, rouge-jaunâtre, très-brillant. A peine est-il en contact avec la flamme qu'il la colore en vert. Il acquiert de l'odeur par le frottement. C'est le plus sonore des métaux. C'est aussi l'un des plus ductiles; on en

fait des feuilles très-minces et des fils d'un très-petit diamètre. Sa tenacité est inférieure à celle du fer, mais plus grande que celle du platine, de l'argent, de l'or, etc. La pesanteur spécifique du cuivre fondu est de 8,895. On ne l'a point encore obtenu bien cristallisé.

Le cuivre est fusible à 27° environ du pyromètre de Wedgwood. Sa fusion peut donc avoir lieu dans un fourneau à réverbère ordinaire, surtout au moyen d'un tuyau de douze à quinze décimètres de haut. Il n'est pas volatil.

Son action sur le gaz oxigène et sur l'air secs est nulle à la température ordinaire; il en a une faible sur ces gaz humides, et s'oxide alors avec l'un et l'autre. Sa surface se recouvre d'une légère couche d'oxide dans son contact avec le premier, et d'une légère couche de carbonate dans son contact avec le second, si toutefois l'air peut se renouveler (132) : les statues d'airain en sont une preuve sans réplique.

La chaleur favorise singulièrement son oxidation : avant même qu'elle soit portée jusqu'au rouge, il absorbe l'oxigène d'une manière très-sensible, et l'oxide qui se forme est brun. Telle est encore sa manière d'agir sur l'air, à l'intensité près.

Les expériences peuvent être faites dans un tube de porcelaine au moyen de deux vessies : cependant celle qui est relative à l'oxidation du cuivre par l'air doit être faite de préférence dans un têt, lorsqu'on ne se propose pas de recueillir le gaz azote de ce fluide. Si le métal était en contact avec la flamme, il la colorerait en vert en même temps qu'il s'oxiderait.

Ce métal est capable de former des alliages avec la plupart des métaux. Parmi les corps combustibles non métalliques, il n'y a que le phosphore, le soufre, le sélénium, le chlore, l'iode avec lesquels il ait pu être uni jusqu'à présent.

Etat naturel. — Le cuivre existe naturellement sous quatre états : 1°. à l'état natif; 2°. à l'état d'oxide ; 3°. combiné avec les corps combustibles, et surtout avec le soufre; 4°. à l'état de sel (sulfate, carbonate, arséniate).

Le cuivre natif est tantôt cristallisé, tantôt en masses, tantôt en lames, tantôt en grains.

On en trouve en France, mais en petite quantité, dans les mines de Baygorry et de Saint-Bel, près Lyon. On en trouve, au contraire, abondamment dans les mines de Tourniski en Sibérie (partie orientale des monts Ourals). Il s'en rencontre aussi d'assez grandes quantités dans la mine de Fahlun en Suède; dans celles de Cornouailles en Angleterre ; dans les mines de Saxe ; dans celles de la Hongrie.

Extraction. — C'est du sulfure, de l'oxide, du carbonate de cuivre et du cuivre natif que l'on extrait tout le cuivre dont les arts ont besoin. Le cuivre natif n'a besoin que d'être fondu ; l'oxide et le carbonate, que d'être calcinés avec le charbon. Quant au sulfure, il faut le griller pour en brûler le soufre et en oxider le métal : celui-ci, transformé en oxide, est traité comme l'oxide naturel (1236).

Du Tellure.

157. *Historique.* — C'est M. Muller de Reichenstein qui, le premier, en analysant les mines d'or de Transylvanie, crut y reconnaître l'existence d'un nouveau métal. Ses recherches datent de 1782, et sont imprimées dans les Mémoires de physique des Amis réunis à Vienne, publiés par M. de Born; mais craignant d'avoir commis quelque erreur, il pria Bergmann de répéter son analyse. La quantité de mine sur laquelle le célèbre chimiste d'Upsal opéra ne lui permit pas de prononcer. Alors M. Muller s'occupa d'en réunir une nouvelle quantité et l'envoya à M. Klaproth, qui, s'en étant procuré d'ailleurs, et ayant trouvé

les principaux résultats de M. Muller exacts, donna au nouveau métal le nom de *tellure*. La découverte de ce métal fut donc annoncée par M. Muller et confirmée par Klaproth. D'ailleurs, ce sont ces deux savans qui nous ont fait connaître les propriétés du tellure. Leurs expériences, répétées par différens chimistes, l'ont été en France par M. Vauquelin. (*Mémoires* de M. Klaproth, t. II, p. 175, trad. franç.)

Propriétés. — Le tellure est solide, brillant, très-cassant, facile à réduire en poudre; sa couleur tient le milieu entre celles de l'étain et de l'antimoine; sa structure est lamelleuse; sa pesanteur spécifique est de 6,115.

Le tellure est un peu moins fusible que le plomb, et se recouvre de petites aiguilles en passant de l'état liquide à l'état solide. Lorsqu'on le soumet à une chaleur plus grande que celle qui est nécessaire pour le fondre, il bout, se volatilise, et se condense en gouttelettes. Remplissez de mercure une petite cloche courbe de verre, faites-y passer du gaz azote ou du gaz hydrogène, introduisez-y ensuite le tellure à travers le mercure, chauffez le métal avec la lampe à esprit-de-vin, et bientôt tous les phénomènes qu'on vient d'annoncer apparaîtront. (Pl. XX, fig. 3.)

Le tellure ne doit avoir aucune action à froid sur le gaz oxigène et sur l'air secs. Il est probable que, mis en contact avec ces gaz humides, à cette même température, il perdrait une partie de son brillant, deviendrait terne, et que sa surface s'oxiderait légèrement dans l'espace d'un certain nombre de jours (132).

Son action sur le gaz oxigène est très-grande à l'aide de la chaleur. Pour s'en convaincre, il suffira de remplacer, dans l'expérience précédente, l'azote par l'oxigène; le métal brûlera vivement et donnera lieu à un oxide blanc volatil. Son action sur l'air à chaud est aussi très-grande: que l'on creuse une petite cavité dans un charbon, qu'on y place

le tellure, et qu'on y dirige la flamme d'une bougie avec un chalumeau, la combustion sera si rapide en raison du renouvellement de l'air et de l'élévation de la température, qu'il se formera comme une sorte de détonnation; en même temps, l'oxide produit paraîtra dans l'air à l'état de vapeurs blanches, et y répandra une odeur analogue à celle du radis noir.

Il s'unit facilement à la plupart des métaux ainsi qu'à l'hydrogène, au soufre, au sélénium, au chlore, au phosphore, et probablement à l'iode; mais, jusqu'ici, l'on ne connaît aucun composé de ce métal avec le bore, le carbone, l'azote.

Etat naturel. — Le tellure n'a encore été trouvé que combiné ou mêlé avec différens métaux: — 1°. avec le fer et l'or. Cette mine est composée de 925,50 de tellure, 72 de fer et 2,50 d'or; elle existe en filons à Fatzebay en Transylvanie, dans les mines de Maria Loretto, où on l'exploite comme mine d'or : la quantité d'or y varie beaucoup, ainsi que dans toutes les autres mines de la Transylvanie. — 2°. Avec l'or et l'argent. Cette mine est composée de tellure 0,60, d'or 0,30, d'argent 0,10; elle se trouve dans la mine François à Offenbanya en Transylvanie, et est connue sous le nom d'*or graphique*. — 3°. Avec le plomb, l'or, l'argent et le soufre. Cette mine est d'une couleur blanche tirant sur celle du laiton, et composée de tellure 44,75, de plomb 19,50, d'or 26,75, d'argent 8,50, de soufre 0,50. — 4°. Avec le plomb, l'or, le soufre, le cuivre. Cette mine est feuilletée, d'un gris de plomb foncé, et composée de tellure 32,2, plomb 54, or 9, argent 0,5, cuivre 1,3, soufre 3. (*Mémoires* de M. Klaproth.)

Extraction et Usages. — On extrait le tellure de ses mines en le faisant passer à l'état d'oxide, séparant cet oxide des matières étrangères avec lesquelles il se trouve mêlé, et le calcinant légèrement dans un creuset ou dans

une cornue avec du charbon (1211). Ce métal étant sans usages et ses mines étant rares, on ne s'en procure jamais que de petites quantités.

Du Nickel.

158. *Historique.* — Quoique Cronstedt eût annoncé, de 1751 à 1754, l'existence du nickel dans le minéral que les mineurs appellent *kupfernickel* ou *faux cuivre*, et qui porte encore aujourd'hui ce nom dans le commerce, minéral qui n'est qu'une combinaison de nickel, d'arsenic, de fer, de cobalt, de soufre, ce n'est qu'en 1775 que ce métal fut regardé généralement comme distinct de tous les autres. Jusque là plusieurs chimistes soutinrent que c'était un alliage de cuivre et de fer, et cette opinion erronée ne fut détruite que par un beau travail de Bergmann sur le kupfernickel. (Bergmann, tom. II, p. 231.) Bergmann a donc en quelque sorte contribué à la découverte de ce métal ; ses recherches surtout en ont beaucoup éclairé l'histoire, et ont préparé celles qui ont été faites depuis sur le même sujet par MM. Vauquelin, Proust, Bucholz, Richter, Tupputi, Laugier, etc. (*Ann. de Chim.*, t. LIII, LV, LX, LXXVIII; *Journ. de Phys.*, t. LVIII, LXIV; *Ann. de Chim. et de Phys.*, tom IX, pag. 267.)

Propriétés. — Le nickel est solide, un peu moins blanc que l'argent; il est très-ductile ; on peut le réduire en lames et en fils. (Richter.) Sa pesanteur spécifique est de 8,666 lorsqu'il a été forgé, et de 8,279 lorsqu'il n'a été que fondu. Il possède la vertu magnétique à un grand degré, mais moins que le fer. On ne l'a point encore obtenu cristallisé.

Le nickel est au moins aussi difficile à fondre que le manganèse ; et cependant, lorsqu'on le réduit, il s'en volatilise une quantité très-sensible, à tel point qu'on en trouve des grains très-distincts attachés au couvercle du creuset. A la température ordinaire, son action sur le gaz oxigène et sur

l'air secs est nulle; il est probable qu'il en exerce une légère sur ces gaz humides (132).

A une température rouge, le nickel absorbe avec assez de rapidité le gaz oxigène : il en résulte un oxide vert et un dégagement de calorique. A cette même température, l'action qu'il exerce sur l'air est la même que celle qu'il exerce sur le gaz oxigène, si ce n'est qu'elle est moins forte. Ces propriétés se constatent facilement dans un tube de porcelaine, à l'aide de vessies, etc. (132).

Les combinaisons du nickel avec le phosphore, le soufre, le chlore, s'opèrent facilement; probablement qu'il s'unit à l'iode et à la plupart des métaux avec la même facilité; l'on a vainement tenté de le combiner avec l'hydrogène, le bore, le carbone, l'azote.

Etat naturel. — Le nickel n'a encore été trouvé qu'à l'état d'oxide, à l'état d'arséniate, et que combiné avec l'arsenic, le fer, le cobalt, le soufre et quelques autres métaux. Sous les deux premiers états, il est rare; il l'est beaucoup moins sous le dernier.

M. Berthier, qui vient d'analyser le nickel arsénical d'Allemont, en a retiré : 39,94 de nickel, 48,80 d'arsenic, 0,16 de cobalt, 8,00 d'antimoine, 2,00 de soufre, des traces de fer et de manganèse : d'où il conclut qu'on peut regarder cette mine comme formée de 88,55 d'arseniure de nickel, 0,35 d'arséniure de cobalt, 10,00 de sulfure d'antimoine. (*Annales des Mines*, IV, 467; *Ann. de Chim. et de Phys.*, tom. XIII, pag. 52.)

Extraction et Usages. — C'est de sa combinaison avec l'arsenic, etc., qu'on l'extrait, en le ramenant d'abord à l'état d'oxide, et le calcinant ensuite seul ou avec le charbon (1209). Quoique la mine de nickel soit assez abondante, on ne prépare que très-peu de nickel pur, parce que sa purification et sa fusion sont longues et difficiles.

Ce métal est sans usages : peut-être aurions-nous dû le

placer dans la cinquième section, parce qu'il peut se réduire seul en le chauffant fortement dans un creuset. Mais cette réduction ne serait-elle pas due au gaz hydrogène carboné qui pénétrerait dans le creuset même? Je suis d'autant plus porté à le croire, qu'en vain j'en ai tenté la réduction dans un petit moule de porcelaine fermant bien.

Du Plomb.

159. *Historique.* — Connu de toute antiquité, généralement répandu dans la nature, facile à extraire de ses mines, se prêtant aisément à toutes sortes de formes, le plomb a été l'objet d'un grand nombre de recherches. Les alchimistes, dans l'espérance de le transformer en argent, l'ont soumis à une foule d'épreuves. Les fabricans et les artistes ont cherché à tirer parti de l'extrême facilité avec laquelle il se travaille. Presque tous les chimistes proprement dits en ont étudié les propriétés. On le trouve quelquefois désigné dans les anciens ouvrages par le nom de *Saturne.*

Propriétés. — Le plomb est solide, blanc-bleuâtre, brillant. Frotté entre les mains, il leur communique une odeur sensible. C'est l'un des métaux les plus mous : aussi est-il sans sonorité, et est-il rayé par presque tous les autres corps, même par l'ongle : on peut même s'en servir pour tracer des caractères sur le papier. Très-malléable, il s'étend plus facilement en lames qu'il ne se tire en fils. Sa tenacité est peu considérable ; sa densité de 11,352. On ne l'a point encore obtenu en cristaux bien réguliers.

Après le mercure, le potassium, le sodium, l'étain et le bismuth, c'est le métal le plus fusible ; sa fusion a lieu vers le 260° de chaleur ; il n'est pas sensiblement volatil.

Son action, à la température ordinaire, est nulle sur le gaz oxigène et sur l'air secs ; elle est même très-lente alors sur ces deux gaz humides ; il devient terne dans son contact avec le premier, et sa surface se recouvre peu à peu

d'une très-légère couche d'oxide ; dans son contact avec le second, l'oxide qui se forme passe insensiblement à l'état de carbonate, si toutefois l'air peut se renouveler (132). Il agit beaucoup plus fortement sur l'un et sur l'autre à l'aide de la chaleur; dès qu'il est fondu, l'oxidation se manifeste: mettez du plomb dans un têt; placez celui-ci sur un cylindre de terre dans un fourneau; chauffez-le peu à peu jusqu'au rouge obscur; rassemblez de temps en temps, sur les bords, l'oxide qui se formera de toutes parts à la surface du bain, et dans l'espace de quelques heures vous parviendrez facilement à oxider une trentaine de grammes de plomb. L'oxide sera jaune ; calciné de nouveau, il pourra absorber une nouvelle quantité d'oxigène et devenir rouge : c'est même de cette manière que l'on prépare tout le minium ou oxide rouge de plomb que les arts consomment (554).

Il s'unit facilement au phosphore, au soufre, au sélénium, au chlore, à l'iode et à la plupart des métaux ; mais jusqu'à présent il n'a point été possible de le combiner avec l'hydrogène, le bore, le carbone, l'azote.

Etat naturel. — Le plomb se trouve sous trois états : 1°. à l'état d'oxide, mais rarement; 2°. souvent combiné avec les corps combustibles, et particulièrement avec le soufre ; 3°. à l'état de sel, de sulfate, de phosphate, de carbonate, de chromate, de molybdate, d'arséniate.

Extraction. — C'est du sulfure de plomb qu'il s'extrait. Cette extraction se fait en grand comme on verra (1233).

Usages. — En raison de sa grande abondance dans la nature, et de la facilité avec laquelle il se prête aux différentes formes qu'on veut lui donner, c'est un des métaux les plus employés. L'on s'en sert pour couvrir des édifices, pour faire des balles et de la grenaille, pour construire des bassins, des conduits, des gouttières, des réservoirs, des chaudières, des chambres dans lesquelles se fabrique l'acide sulfurique. Allié avec la moitié de son poids d'étain,

il forme la soudure des plombiers. Combiné avec environ le quart de son poids d'antimoine, il constitue les caractères d'imprimerie. C'est en exposant le plomb à la vapeur du vinaigre et au contact du gaz acide carbonique, qu'on obtient la majeure partie du blanc de plomb ou de la céruse. C'est en le calcinant avec le contact de l'air qu'on forme le minium, la litharge, le massicot ou les deutoxide et protoxide de plomb. Enfin l'on en fait usage pour l'exploitation de plusieurs mines d'argent. Il n'est point directement employé en médecine ; mais il entre dans la composition de plusieurs médicamens, de l'emplâtre diapalme, de l'acétate de plomb, et par conséquent de l'*extrait de Saturne*, de l'*eau blanche*, de l'*eau de Goulard.*

Des Métaux de la cinquième section.

Les métaux de la cinquième section sont ceux qui ne décomposent l'eau ni à froid ni à chaud ; qui absorbent le gaz oxigène à une certaine température, et dont les oxides sont réductibles par la chaleur seule. Ces métaux ne sont qu'au nombre de deux, le mercure et l'osmium.

Du Mercure.

160. *Historique.* Le mercure est l'un des métaux dont la découverte remonte à la plus haute antiquité ; c'est aussi l'un de ceux que les alchimistes regardaient comme la base du grand œuvre ; c'était, dans leur opinion, de l'argent liquide, du vif-argent. Persuadés par je ne sais quelle idée bizarre, qu'il ne fallait que le chauffer long-temps seul ou avec certains corps pour l'épaissir, le fixer et en opérer la transmutation, ils le soumirent à l'ébullition pendant des années entières. Plusieurs s'exposèrent même à de grands dangers, en le renfermant dans des boules de fer très-épaisses qu'ils faisaient rougir au feu ; la vapeur mercurielle ne tardait point à briser son enveloppe, et à produire une

violente explosion. De ces tentatives, toujours sans succès pour l'objet en vue duquel elles étaient faites, il est résulté du moins la connaissance de plusieurs préparations médicales fort importantes, particulièrement du sublimé corrosif, que Paracelse a employé le premier avec tant de succès contre les maladies syphilitiques, qui passaient jusqu'à lui pour incurables. La découverte de ce composé nous doit faire regretter que les alchimistes aient souvent tenu leurs résultats secrets; s'ils les eussent publiés, l'histoire de plusieurs métaux, et surtout celle du mercure, eût été connue beaucoup plus tôt sans doute. Toutefois celle-ci ne laisse que peu de chose à desirer; les recherches des chimistes modernes l'ont rendu presqu'aussi complète que possible.

Propriétés. — Le mercure est liquide, très-brillant, d'un blanc bleuâtre. Sa densité est de 13,568; et sa dilatation de $\frac{100}{5550}$ de son volume à 0°, entre les termes de la glace fondante et de l'eau bouillante. (Petit et Dulong.)

Il entre en ébullition à 350 degrés : c'est sur cette propriété qu'est fondé l'art de le purifier, ou de le séparer des matières avec lesquelles il pourrait être uni. La distillation en doit être faite dans une cornue de grès ou de fonte; on pourrait, à la rigueur, la faire dans une cornue de verre. Dans tous les cas, il y a quelques précautions à prendre : il faut modérer le feu; sans cela on perdrait du mercure, et l'on courrait risque de s'asphyxier si le laboratoire était très-petit; il est même bon d'adapter au col de la cornue un nouet de linge qui plonge dans l'eau : peu importe la nature du récipient qu'on emploie.

Soumis à un froid de 40°, le mercure se solidifie et cristallise en octaèdres. Ce n'est que dans l'hiver, lorsque le thermomètre est à quelques degrés au-dessous de zéro, qu'on peut facilement exécuter cette opération : on fait refroidir une certaine quantité d'hydro-chlorate de chaux en

poudre cristalline dans un flacon fermé qu'on expose au contact de l'air pendant la nuit ; le refroidissement étant opéré, on mêle environ 2 kilogrammes de ce sel avec un kilogramme de neige dans une terrine ; on agite le mélange, et on y plonge un petit matras soufflé à la lampe, contenant 20 à 30 grammes de mercure ; au bout de quelques minutes, le mercure s'épaissit et se congèle : si, lorsqu'il est à moitié congelé, on décante la partie extérieure qui est encore liquide, la partie solidifiée se trouve tapissée de cristaux octaédriques. Le mercure, à l'état solide, présente plusieurs propriétés remarquables : il s'aplatit sensiblement sous le marteau ; mis en contact avec nos organes, il nous fait éprouver une sensation analogue à la brûlure ; le point touché blanchit et se trouve gelé ; il se désorganiserait entièrement si le contact était de trop longue durée.

Le mercure, à la température ordinaire, n'a aucune action sur le gaz oxigène et sur l'air, secs ou humides, ou du moins son action est extrêmement lente ; il est également sans action sur ces gaz au degré de la chaleur rouge ; ce n'est qu'à un degré voisin de celui auquel il entre en ébullition qu'il agit peu à peu sur eux ; il passe alors à l'état de deutoxide ou d'oxide rouge (125).

Il ne s'unit point à l'hydrogène, au bore, au carbone, à l'azote ; il ne s'unit que difficilement au phosphore ; mais il se combine facilement avec le soufre, le sélénium, le chlore, l'iode, et un assez grand nombre de métaux, surtout ceux qui sont très-fusibles.

Ses alliages prennent le nom d'*amalgames*.

Etat naturel. — Le mercure se trouve, 1°. natif ; 2°. combiné avec le soufre ; 3°. uni à l'argent ; 4°. à l'état de chlorure. De ces mines, la plus commune est le sulfure.

Le mercure natif existe en petits globules dans presque toutes les mines de mercure, et surtout dans le sulfure. Quelquefois il coule à travers les fissures des rochers, et se

rassemble en quantités assez considérables dans leurs cavités.

Extraction. — C'est du sulfure de mercure qu'on extrait le mercure : pour cela, on le calcine avec de la craie ou carbonate de chaux ; l'acide carbonique de ce sel passe à l'état de gaz ; la chaux se combine avec le soufre, et le métal mis à nu se volatilise et se condense dans des récipiens (1231). On extrait, en même temps, le mercure natif que cette sorte de mine peut contenir.

Usages. — Les usages du mercure sont très-nombreux. Les chimistes l'emploient pour recueillir les gaz solubles dans l'eau, et les transvaser, ou les faire passer d'une cloche dans une autre. La propriété qu'il a de se dilater uniformément dans des tubes de verre, entre la température de l'eau bouillante et celle de la glace fondante, d'être liquide depuis — 40° jusqu'à + 350, et d'être très-sensible aux impressions de la chaleur, l'a fait rechercher pour la construction des thermomètres. C'est avec le mercure qu'on construit les baromètres ou instrumens propres à nous indiquer la pression atmosphérique. Allié à l'étain, on l'applique sur les glaces pour les mettre au tain, ou leur donner la propriété de réfléchir les objets. Combiné avec le soufre, il constitue le cinnabre, qui, pulvérisé, devient d'un rouge vif et prend alors le nom de *vermillon*. C'est au moyen du mercure qu'on exploite toutes les mines d'or et d'argent d'Amérique, et même quelques-unes des mines d'Europe.

L'on s'en sert aussi pour faire diverses préparations employées en médecine, les proto et deuto-chlorures de mercure ou sublimés doux et corrosif ; le sous-deuto-sulfate de mercure ou turbith minéral ; le précipité rouge ou deutoxide de mercure ; l'onguent gris, l'onguent napolitain, qui tous deux ne sont que ce métal très-divisé dans de la graisse. Chauffé avec de l'eau, il lui donne des propriétés vermifuges. Enfin, il entre dans la composition de l'on-

guent citrin et de quelques autres médicamens. Son action est toujours énergique, et il paraît qu'il est constamment absorbé quand le médicament, comme l'onguent gris, etc., le contient à l'état métallique.

De l'Osmium.

161. *Propriétés.* — L'osmium, découvert par Tennant en 1803 (*Transactions philosophiques*, 1804; et *Annales de Chimie*, tom. LII), examiné ensuite par Fourcroy et M. Vauquelin (*Ann. de Chim.*, t. XLVIII, XLIX, L, LXXXIX), et enfin par M. Wollaston (*Transactions philosoph.*, 1805; *Annales de Chimie*, t. LXI), est solide, noir ou bleuâtre. Comme on n'est point encore parvenu à le fondre, et qu'il n'a été obtenu qu'en poudre, on ne connaît pas ses autres propriétés physiques. On ne sait point s'il est ductile ou cassant, quelle est sa pesanteur spécifique, s'il est brillant, dur, etc.

Chauffé avec le contact de l'air, et par conséquent du gaz oxigène, il s'oxide et se volatilise sous forme de fumée blanchâtre et très-piquante. Probablement qu'à la température ordinaire il n'a aucune action sur ce gaz.

Il n'a été uni avec aucun corps combustible non métallique, et l'on n'a examiné que quelques alliages dont il fait partie.

Etat naturel, etc. — L'osmium n'a été trouvé jusqu'ici que dans le platine brut, combiné avec l'iridium, sous forme de petits grains très-durs, brillans, cassans, et dont la pesanteur spécifique est de 19,5. Il est très-rare et sans usages.

Des Métaux de la sixième section.

Les métaux de la sixième section sont ceux qui ne peuvent décomposer l'eau ni à froid ni à chaud, qui n'absorbent le gaz oxigène à aucune température, et dont les oxides sont facilement réductibles par la chaleur seule. Ces mé-

taux sont au nombre de six : l'argent, le palladium, le rhodium, le platine, l'or et l'iridium.

De l'Argent.

162. Il s'agit maintenant de tracer l'histoire de l'un des deux métaux que l'on a toujours regardés comme les plus précieux, et dont l'on exploite, par cela même, presque toutes les mines.

Historique. — Connu de toute antiquité, l'argent est devenu, en raison de sa rareté, de son inaltérabilité, et de la facilité avec laquelle on le travaille, l'un des signes représentatifs de l'indsturie. Ce signe a perdu beaucoup de sa valeur depuis la découverte du Nouveau-Monde. Là se sont trouvées des mines abondantes que les Européens ont exploitées, dont ils ont tiré, et dont ils tirent encore d'immenses richesses. L'Amérique seule, en effet, fournit tous les ans aujourd'hui pour 175 millions d'argent environ, c'est-à-dire, douze fois plus que tous les autres continens ensemble (Humboldt). La masse de ce métal a donc dû, par le commerce, s'accroître considérablement chez toutes les nations, et le prix fictif des marchandises s'élever. Aussi paie-t-on actuellement le blé beaucoup plus que sous Louis XI, et sans doute qu'on le paierait beaucoup plus cher encore, si l'on convertissait presque tout l'argent en monnaie comme autrefois, au lieu d'en employer pour des sommes très-fortes à faire des ustensiles, des vases et des ornemens. Nous ne reparlerons point des vains efforts que les alchimistes ont faits pour transformer d'autres métaux en celui-ci; il n'en a été que trop souvent question peut-être dans les chapitres précédens. Nous observerons seulement que leurs longues recherches n'ont jeté qu'un faible jour sur la connaissance des propriétés de ce métal, et qu'il n'a été bien étudié que par les chimistes modernes.

Désigné autrefois, dans plusieurs ouvrages de chimie,

par les noms de *Diane*, de *Lune*, il ne l'est plus maintenant que par le nom d'*argent*.

Propriétés. — L'argent est solide, blanc, très-brillant, très-malléable, très-ductile. On en fait des fils très-déliés et des feuilles si minces que le moindre souffle les enlève. Il n'a pas beaucoup de dureté. Par le frottement il n'acquiert point d'odeur. Sa tenacité est très-grande; sa pesanteur spécifique est de 10,4743. Tillet et Mongez l'ont obtenu cristallisé en pyramides quadrangulaires.

L'argent entre en fusion un peu au-dessus de la chaleur rouge-cerise; d'où il suit qu'on le fond facilement dans un petit fourneau à réverbère.

Il est sans action sur le gaz oxigène et sur l'air, secs ou humides, à la température atmosphérique. Exposé dans un creuset ouvert à un feu ordinaire ou à un feu de réverbère, il n'éprouve non plus aucune altération, du moins d'après l'opinion reçue jusqu'à présent; il se revivifierait même s'il était oxidé. Cependant une forte décharge électrique le transforme en oxide olivâtre; et, selon M. Vauquelin, lorsqu'on le place dans une cavité pratiquée dans un charbon, qu'on allume les parois de la cavité, et qu'on dirige dessus un jet d'oxigène, bientôt il fond, se vaporise, et brûle en rendant jaune la flamme qui se produit (*a*).

(*a*) On trouve aussi dans les *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XII, p. 402, le résultat de quelques expériences faites par M. Samuel-Lucas, qui tendent à faire croire que l'argent peut s'oxider en le tenant en fusion avec le contact de l'air; mais ce qu'il y aurait de bien extraordinaire, c'est que ce métal se désoxigènerait complètement au moment de sa solidification; en opérant sur une grande quantité d'argent, le tenant long-temps en fusion et le laissant refroidir graduellement, sa surface, après s'être solidifiée, se fendillerait, et il se dégagerait de l'intérieur de la masse encore liquide, du gaz oxigène, pendant un quart d'heure et même une demi-heure; ce dégagement produirait une sorte d'ébullition: pour recueillir le gaz, il suffirait de projeter le métal fondu, par petites portions, dans une cuve à eau, sous des cloches pleines de ce liquide. Cette expérience va être répétée; on en rendra compte (559).

On n'a point pu jusqu'à présent le combiner avec l'hydrogène, le bore, le carbone, l'azote; il s'unit facilement au soufre, au phosphore, au sélénium, au chlore et à l'iode, et forme des alliages avec la plupart des métaux.

Etat naturel. — L'argent existe naturellement sous trois états : 1°. natif; 2°. combiné soit avec le soufre, soit avec le chlore, soit avec l'antimoine, soit avec l'arsenic, soit avec le mercure; 3°. à l'état d'oxide d'argent et d'antimoine sulfuré.

L'argent natif contient toujours un peu de fer, ou de cuivre, ou d'arsenic, ou d'or. Il est tantôt cristallisé régulièrement, tantôt disposé en dendrites, en réseau, en filamens cylindriques et contournés, rarement en grains, quelquefois en masse informe (*a*). On le trouve à Kongsberg en Norwège, à Schnéeberg en Misnie, à Andréasberg au Hartz, à Schlangenberg en Sibérie, à Guadalcanal en Espagne, à Allemont près Grenoble en France, à Sainte-Marie-aux-Mines dans les Vosges; mais surtout au Pérou et au Mexique : au Pérou, dans la montagne du Potosi, et dans les mines de Pasco, Carangas, Oruro, au nord de Potosi; et au Mexique, dans les mines de Valenciana, intendance de Guanaxuoto, dans la mine dite *purissima de Catorce*, intendance de Saint-Louis de Potosi, dans le filon nommé *Veta-Bizcaina du Real de el monte*, près de Pachuca, intendance de Mexico.

Extraction. — L'argent ayant une grande valeur, l'on en exploite presque toutes les mines, même celles qui ne contiennent qu'une quantité à peine sensible de ce métal. C'est presque toujours en les traitant par le mercure que l'on fait cette exploitation (1237).

(*a*) On fait mention de deux blocs d'argent trouvés dans la mine de Konsberg, et de Schnéeberg en Misnie. L'un pesait 10 myriagrammes, et l'autre, dit-on, pesait plus de 1000 myriagrammes. A Sainte-Marie-aux-Mines, on en a trouvé un de 24 à 30 kilogrammes, et un de 38 kilogrammes. Celui-ci était au milieu des sables et ne tenait à rien.

Les usages de l'argent sont connus de tout le monde : l'on s'en sert principalement pour faire de la monnaie, des vases, des ustensiles et des ornemens. Tous ces objets sont alliés à une certaine quantité de cuivre que la loi a fixée : sans cela ils seraient trop mous, et ne conserveraient pas long-temps les formes que l'art leur donnerait.

En médecine on l'emploie aussi pour préparer la pierre infernale (nitrate d'argent fondu), avec laquelle on ronge les chairs baveuses, et l'on ranime les ulcères indolens.

Du Palladium.

163. *Propriétés.* — Le palladium est solide, blanc, dur, très-malléable. Sa cassure est fibreuse. Sa pesanteur spécifique est de 11,3 à 11,8.

Ce métal ne peut être fondu qu'au chalumeau d'oxigène, comme le platine (165). Quelque temps après qu'il est en fusion, suivant M. Vauquelin, il bout et brûle avec des aigrettes éclatantes. Cependant il ne s'oxide point à la température d'un feu de forge ou au-dessous, et son oxide se réduit promptement quand on le chauffe.

Il se combine facilement avec le soufre, le sélénium et plusieurs métaux.

On ne le trouve que dans la mine de platine, et il n'y entre que pour une très-petite quantité; d'où il suit qu'il doit être très-rare (*a*). Ce n'est que par des moyens très-compliqués qu'on le sépare des matières auxquelles il est uni (1212).

(*a*) Le palladium existe aussi seulement mêlé avec la mine de platine : du moins M. Wollaston en a rencontré sous cet état dans la mine de platine du Brésil, qui accompagne l'or natif en grains. Cela explique comment il se fait que M. Cloud, des États-Unis, ait trouvé parmi des lingots d'or venant du Brésil, deux lingots d'une couleur particulière, composés d'or et de palladium.

M. Wollaston le découvrit en 1803, et c'est à lui que nous devons presque tout ce que nous savons sur ce métal (*Transact. philos.*, 1804; *Ann. de Chimie*, t. LII, LXI). Seulement, M. Vauquelin, en répétant et variant les expériences du chimiste anglais, et M. Berzelius, en analysant l'oxide et le sulfure de palladium, observèrent quelques nouveaux faits que nous ferons connaître par la suite. (*Ann. de Chimie*, tom. LXXXVIII.)

Du Rhodium.

164. *Propriétés.* — Le rhodium est solide, blanc-gris, cassant. Sa pesanteur spécifique paraît être de 11,000. Il est infusible. Il n'a d'action ni sur le gaz oxigène ni sur l'air, soit à froid, soit à chaud. On ne l'a encore uni qu'avec le soufre et quelques métaux. Aucun acide ne l'attaque : cependant, lorsqu'on le calcine dans un creuset avec de la potasse, ou de la soude, ou du nitrate de potasse, il s'oxide et s'unit à ces alcalis. Ce métal ne se trouve, comme le palladium, que dans la mine de platine, dont on l'extrait par le procédé qui sera exposé (1212); il n'y entre que pour une très-petite quantité et y est combiné avec le platine même. C'est M. Wollaston qui nous le fit connaître, ainsi que presque toutes ses propriétés. (*Transactions philosoph.*, 1804; et *Ann. de Chim.*, t. LII, LXI.) MM. Vauquelin et Berzelius sont les seuls chimistes, d'ailleurs, qui s'en soient occupés. (*Annales de Chimie*, tom. LXXXVIII.)

Du Platine.

165. *Historique.* — Don Antonio de Ulloa paraît être le premier qui, en 1748, ait parlé du platine dans la relation d'un voyage qu'il fit au Pérou vers l'année 1735. A la vérité, M. Wood l'avait découvert en 1741; mais il ne publia ses observations qu'en 1749 à 1750, dans les *Transactions philosophiques*. Bientôt alors les chimistes commencèrent à en examiner les propriétés; et parmi ceux qui s'en

sont occupés à diverses époques, nous devons citer surtout Lewis, Margraff, Macquer, Bergmann, Lavoisier, et enfin Proust, Necker-Saussure, Wollaston, Tennant, Descostils, Vauquelin, Fourcroy et Berzelius : presque tous traitèrent par différens moyens la mine de platine. Descostils y découvrit l'iridium; Tennant, l'osmium; Wollaston, le rhodium et le palladium. Necker-Saussure chercha le moyen d'en extraire ce métal par des procédés commodes et sûrs: quant aux autres, ils eurent pour objet et l'extraction du platine, et la connaissance des corps avec lesquels il est naturellement uni, ou l'analyse de plusieurs des composés dont il fait partie.

Propriétés. — Le platine est solide, presque aussi blanc que l'argent, très-brillant, très-ductile et très-malléable. Il se coupe avec des ciseaux et se raye même avec l'ongle. Mais la présence d'un peu de métal étranger, surtout d'iridium, d'osmium, le rend tout de suite très-dur. Sa tenacité est grande, et sa pesanteur spécifique est de 20,98 quand il n'a point été forgé.

Ce métal résiste à l'action de nos plus violens feux de forge. On ne parvient à le fondre qu'au moyen d'un feu alimenté par le gaz oxigène. A cet effet, on creuse une cavité dans un charbon; on place de la poussière ou des petits grains de platine dans cette cavité; on l'enflamme, et on dirige dessus un jet de ce gaz, en comprimant une vessie qui en est pleine, et dont le robinet est adapté à un tube effilé.

Il n'a d'action sur le gaz oxigène et sur l'air à aucune température; il ne s'oxide dans l'air que par une forte décharge électrique : l'oxide qui se forme est brun (71).

Il forme des alliages avec un grand nombre de métaux; il s'unit au bore, au phosphore, au soufre, au sélénium, au chlore et à l'iode; mais jusqu'à présent l'on a vainement essayé de le combiner avec l'hydrogène, le carbone et l'azote.

Réduit en fil de $\frac{1}{60}$ de pouce de diamètre, il devient in-

candescent si, après l'avoir chauffé presque jusqu'au point de rougir, on le plonge dans un mélange de vapeur d'éther et d'air. (*Voyez* précédemment, pag. 148.)

État naturel. — Le platine n'existe que combiné tout à la fois avec le fer, le rhodium, le palladium, le plomb, le cuivre, le soufre, et presque toujours en petits grains aplatis. Les deux plus gros fragmens de mine de platine que l'on connaisse pèsent, l'un 57$^{gram.}$,831, et l'autre 1 livre 9 onces et 1 drachme : le premier a été rapporté par M. de Humboldt, et le second a été trouvé en 1814, par un esclave nègre, dans la mine d'or appelée *Condoto*, située dans la province de *Novita*, gouvernement de *Choco*.

La mine de platine du commerce n'est point pure ; elle est mêlée avec l'oxide de fer uni à l'oxide de titane et à l'oxide de chrôme, et avec de petites quantités de grains d'iridium allié à l'osmium, de petites paillettes d'or allié à l'argent, de sable et peut-être de palladium. Le platine se rencontre surtout au Choco et à Barbacoas ; il en existe aussi à Saint-Domingue, dans le lit de la rivière d'Yaki, et au Brésil, à Matto-Grosso : c'est dans celui-ci que M. Wollaston a trouvé le palladium natif. Enfin M. Vauquelin l'a découvert dans les mines d'argent de Guadalcanal en Espagne : il y entre pour un dixième.

La purification du platine, qui était si difficile et si longue autrefois, est bien plus simple aujourd'hui (1215) : aussi, au lieu de se vendre, comme il y a quelques années, 30 francs l'once, ne se vend-il plus déjà que de 15 à 18 fr.

Usages. — Ce métal est employé pour faire des creusets, des capsules, des cornues, des tubes, propres aux opérations de chimie ; l'on s'en sert aussi pour faire la lumière des canons de fusil et revêtir le fond des bassinets ; et l'on commence même à en faire de grandes chaudières pour les besoins des arts. Ces sortes de vases sont précieux, parce que, indépendamment de leur infusibilité, ils sont

inattaquables par la plupart des acides et des autres corps; ils le sont moins toutefois qu'on ne le croyait d'abord : les nitrates, et particulièrement ceux de potasse et de soude, ainsi que ces deux alcalis, les altèrent au degré de la chaleur rouge; la masse devient d'un brun foncé, et contient une quantité sensible d'oxide de platine. Il ne faudrait pas non plus chauffer de substances métalliques, par exemple, du plomb, du fer, ou des matières capables de laisser dégager du phosphore, dans des vases de platine : ils seraient à l'instant perforés.

De l'Or.

166. *Propriétés.* — L'or, dont l'historique et les principaux usages sont les mêmes que ceux de l'argent, est solide, jaune, très-brillant, inodore, insipide. C'est le plus ductile et le plus malléable de tous les corps; on en fait des fils très-fins, et on le réduit par le battage en feuilles de $0^m,00009$ d'épaisseur. Sa tenacité est très-grande. Il a peu de dureté. Sa pesanteur spécifique est de 19,257. Tillet et Mongez l'ont obtenu cristallisé en pyramides quadrangulaires.

L'or est moins fusible que l'argent; il ne fond qu'au-dessus de la chaleur rouge, à en environ 32° du pyromètre de Wegdwood. Cependant on peut en opérer la fusion dans un fourneau à réverbère. Il n'est pas volatil à un feu de forge, et n'a aucune espèce d'action, soit à froid, soit à chaud, sur le gaz oxigène et sur l'air. On ne peut tout au plus combiner le gaz oxigène avec l'or que par une forte décharge électrique (71) : nous disons tout au plus, car quoique l'or, dans cette expérience, perde son brillant et se transforme en une poudre purpurine qui paraît être un oxide, plusieurs chimistes ne la regardent que comme de l'or très-divisé.

Il s'unit à presque tous les métaux, au phosphore, au

soufre, au chlore, à l'iode; mais il ne s'unit pas à l'hydrogène, ni au bore, ni au carbone, ni à l'azote.

Etat naturel. — L'or n'existe jamais qu'à l'état natif, ou combiné avec très-peu d'argent, de cuivre, de fer. Il est tantôt cristallisé diversement, tantôt sous forme de rameaux, de filamens, de paillettes et de grains disséminés dans des gangues de différente nature. Il se rencontre quelquefois en grains isolés qu'on nomme *pépites*, quelquefois aussi en très-petite quantité, dans les sulfures de fer, de zinc, de plomb, de mercure, de cuivre. Le minerai de tellure en contient toujours plus ou moins.

On ne trouve, en général, de mines d'or que dans les terrains primitifs, les terrains d'alluvion et le lit des rivières. Les premiers le contiennent en filons, et les autres en paillettes. Les principales mines d'or sont : — en Europe, celles de Transylvanie; — en Asie, celles de Sibérie; — en Afrique, 1°. celles du Kordofan, entre le Darfour et l'Abyssinie; 2°. celles qui sont situées au sud du grand désert de Zaahra, ou au pied des montagnes d'où sortent le Sénégal, la Gambie et le Niger; 3°. celles qui se trouvent situées sur la côte sud-est, vis-à-vis Madagascar, dans le pays de Sofala; — enfin, en Amérique, celles du Brésil, du Choco, du Chili, du Pérou et du Mexique.

Extraction. — Toutes les mines d'or sont exploitées, et c'est toujours en les traitant par le mercure que l'on en extrait le métal (1238). Suivant M. de Humboldt, les mines d'Amérique en fournissent chaque année 14,100 kilogrammes, tandis que celles de l'ancien continent n'en donnent que 4,000.

Usages. — L'or est employé, comme l'argent, pour faire des vases, des ornemens, des ustensiles, de la monnaie. C'est en le dissolvant dans un mélange d'acide nitrique et d'acide hydro-chlorique, et versant de l'hydro-chlorate de protoxide d'étain dans la liqueur, que l'on obtient

le *pourpre de Cassius* (1074). C'est en le dissolvant également dans ces acides et ajoutant à la dissolution du sulfate de fer, que l'on se procure l'or en poudre dont on se sert pour dorer la porcelaine. Son oxide et son hydrochlorate sont quelquefois administrés comme anti-syphilitiques : il paraît que M. Chrestien les a employés avec succès dans quelques circonstances, en les mêlant, à la dose de $\frac{1}{12}$ de grain, avec quelques poudres inertes, et frottant les gencives ou la langue avec le mélange.

De l'Iridium.

167. *Propriétés.* — L'iridium, découvert par Descostils en 1803, et examiné peu de temps après par Fourcroy, Vauquelin, Tennant, est solide, presque aussi blanc que le platine, sans odeur, sans saveur. Comme on n'est point encore parvenu à l'obtenir en culot, on ne sait point s'il est cassant ou ductile. On ne sait pas non plus quelle est sa pesanteur spécifique. Il résiste à l'action de nos plus violens feux de forge. Il n'est altéré, à aucune température, ni par le gaz oxigène ni par l'air. Parmi les corps combustibles simples, il n'a été uni jusqu'à présent qu'avec le soufre et quelques métaux, le plomb, le cuivre, l'étain, l'argent.

Aucun acide n'est capable de l'attaquer; mais lorsqu'on le calcine avec de la potasse, ou de la soude, ou du nitrate de potasse dans un creuset, il s'oxide et s'unit ensuite à ces alcalis. (*Ann. de Chimie,* t. XLVIII, XLIX, L, LII.)

Etat naturel. — Ce métal ne se trouve naturellement que combiné avec l'osmium, et mêlé, dans cet état, avec la mine de platine sous forme de petits grains qui ressemblent beaucoup à cette mine. Il est très-rare, sans usages, et ne s'obtient que par des moyens compliqués.

LIVRE SIXIÈME.

Des Combinaisons des Corps combustibles les uns avec les autres.

Nous diviserons ce livre en trois chapitres. Dans le premier, nous traiterons des composés résultant de l'union des corps combustibles non métalliques entre eux; dans le second, nous traiterons de la combinaison des corps combustibles non métalliques avec les métaux; et dans le troisième, de la combinaison des métaux les uns avec les autres, ou des alliages.

CHAPITRE PREMIER.

DES COMBINAISONS RÉCIPROQUES DES CORPS COMBUSTIBLES NON MÉTALLIQUES.

Nous examinerons ces combinaisons dans l'ordre suivant lequel nous avons étudié les corps combustibles. Elles ne sont point, à beaucoup près, aussi nombreuses qu'elles pourraient l'être, parce que tous les corps combustibles ne se combinent point les uns avec les autres. La plupart d'entre elles sont binaires, quelques-unes seulement sont ternaires.

ARTICLE PREMIER.

Des Combinaisons de l'hydrogène avec les corps combustibles simples non métalliques.

168. L'hydrogène peut se combiner, 1°. avec chacun de ces corps, moins le bore; 2°. avec le carbone et l'azote, de manière à former un acide particulier que nous appellerons *acide hydro-cyanique.*

Outre ces composés, il en est encore d'autres dont l'hydrogène fait partie : ce sont les hydro-chlorate, hydriodate, hydro-sulfate, hydro-séléniate, et hydro-cyanate d'ammoniaque, ou les combinaisons de l'hydrogène chloré, de l'hydrogène iodé, de l'hydrogène sulfuré, de l'hydrogène sélénié, de l'hydrazote carboné avec l'hydrogène azoté.

De la Combinaison de l'Hydrogène avec le Carbone.

169. L'hydrogène s'unit au carbone dans une foule de circonstances, de manière à donner lieu à du gaz hydrogène carboné. En effet, ce gaz est l'un des produits constans de la digestion; la vase des marais en contient toujours; souvent il se rencontre au sein des houillères; il s'en forme toutes les fois que les matières végétales et animales, abandonnées à elles-mêmes, éprouvent la décomposition putride; il s'en forme surtout lorsqu'on distille ces sortes de matières, et qu'elles sont de nature grasse, témoin l'éclairage par la houille; enfin l'on ne saurait, pour ainsi dire, faire d'expériences sur les matières organisées sans qu'il n'en résulte plus ou moins d'hydrogène carboné.

Ce gaz n'est pas toujours identique : tous les chimistes sont d'accord à cet égard; mais ils ne le sont point sur le nombre de ses variétés. D'après MM. Henry et Dalton, il n'en existe que deux; d'après M. Berthollet, il en existe beaucoup plus.

Quoi qu'il en soit, si nous remarquons, 1°. que le charbon ordinaire contient toujours de l'hydrogène en véritable combinaison et à l'état solide; 2°. que, d'après les expériences de M. Théodore de Saussure, l'huile de naphte ne paraît être formée que d'hydrogène et de carbone; 3°. que telle est également la composition de l'huile essentielle de térébenthine, d'après M. Labillardière, il en ré-

sultera que l'hydrogène pourra s'unir au carbone, de manière à produire des composés solides, liquides et gazeux. Nous ne dirons rien des premiers, si ce n'est que le charbon hydrogéné, ou le charbon ordinaire, contient peut-être un peu d'oxigène; que c'est à l'hydrogène qu'il doit la propriété de brûler avec flamme, et qu'il est mauvais conducteur de l'électricité (tom. 1, p. 17). Nous ne traiterons des seconds que dans l'histoire des substances végétales. Nous n'avons donc à examiner maintenant que ceux qui sont gazeux.

De l'Hydrogène per-carboné.

170. *Propriétés.*—L'hydrogène per-carboné est gazeux, sans couleur, insipide. Il éteint les corps en combustion. Son odeur est un peu empyreumatique. Plusieurs chimistes en ont déterminé la densité: M. Th. de Saussure l'a trouvée de 0,9852; M. Henry, de 0,967; et M. Thomson, de 0,9745; le calcul l'établit à 0,9816 (113).

Ce gaz est susceptible de décomposition par la chaleur, en donnant lieu, suivant M. Berthollet, aux divers phénomènes que nous allons rapporter.

Si on l'expose à la chaleur rouge-cerise, il laisse déposer une partie du carbone qu'il contient, et double à-peu-près de volume. Si on l'expose à une chaleur progressivement plus élevée que le rouge-cerise, il laisse déposer des quantités de carbone de plus en plus grandes, et prend un volume de plus en plus considérable; enfin, si on l'expose à la plus forte chaleur que l'on puisse produire dans un fourneau de forge, il laisse déposer presque tout son carbone, prend un volume plus de trois fois aussi grand que celui qu'il avait d'abord, et par conséquent plus de moitié plus grand que ne l'est celui de l'hydrogène qui entre dans sa composition (171); résultats dont le savant chimiste que nous venons de citer conclut que l'hydrogène et le car-

bone peuvent se combiner en un grand nombre de proportions (*a*). Cette grande augmentation de volume ne pourrait-elle pas être attribuée à un peu d'eau provenant des bouchons et des luts ? Nous le croyons.

Le fluide électrique agit sur l'hydrogène per-carboné de la même manière qu'une très-haute température. En effet, en faisant passer une grande quantité d'étincelles à travers une petite quantité de ce gaz, il augmente autant de volume et dépose autant de charbon qu'en le faisant passer à travers un tube de porcelaine exposé à l'action d'un feu de forge.

Le gaz hydrogène per-carboné n'est décomposé, à la température de l'atmosphère, ni par le gaz oxigène ni par l'air; il l'est, au contraire, par l'un et l'autre à une température élevée; mais la combustion n'est complète qu'autant que l'oxigène est très-prédominant. Dans tous les

---

(*a*) Pour répéter cette expérience, il faut se servir de l'appareil que M. Berthollet lui-même a employé, parce qu'on peut essayer les gaz à toutes les époques de l'opération. En voici la description (*voyez* pl. XXVI) :

A, *A'*, *B*, *B'*, vases en bois ou en métal, munis de robinets *V*, *V'*, *K*, *K'*.

S, *S'*, petits tubes adaptés aux robinets *V*, *V'* et se rendant au fond des vases *B*, *B'*.

C, *C'*, cloches portant des robinets *T*, *T'*, et plongeant dans les vases *B*, *B'*.

D, *D'*, supports en bois soutenant les cloches *C*, *C'*.

E, *E'*, petits tubes en verre unissant les cloches *C*, *C'* avec les tubes *F*, *F'* qui contiennent du chlorure de calcium bien desséché, et destiné à absorber l'eau hygrométrique des gaz.

G, *G'*, autres tubes en verre, établissant une communication entre les tubes *F*, *F'*, et le tube de porcelaine *H*, *H*, qui traverse un fourneau.

J, petit tube recourbé, soudé au tube *E'*, et plongeant dans une petite capsule *Z*.

L'appareil étant ainsi disposé, on ouvre les robinets *T*, *T'*, et on enlève la capsule *Z*, dans laquelle plonge le tube *J*. On remplit les vases *B*, *B'* d'eau jusqu'au sommet des cloches : par ce moyen, l'air qu'elles contiennent sortant par le tube *J*, elles se trouvent bientôt elles-mêmes remplies

cas, il se forme de l'eau et du gaz acide carbonique, et il y a dégagement de calorique et de lumière. Plongez une bougie allumée dans une éprouvette remplie de gaz hydrogène carboné, à l'instant même il prendra feu et brûlera avec une flamme blanche et comme fuligineuse. Remplissez un petit flacon d'un mélange de 1 partie d'hydrogène carboné et de 4 parties d'oxigène; enveloppez-le d'une serviette et approchez le goulot d'une bougie allumée, il se produira tout-à-coup une violente détonnation. Le mélange détonnerait encore quand bien même il contiendrait beaucoup moins d'oxigène; mais alors tout le carbone ne serait pas brûlé : si l'on voulait recueillir les produits, l'expérience devrait être faite dans l'eudiomètre à mercure.

Quoique le gaz hydrogène carboné brûle facilement, il est impossible de l'enflammer à travers une toile métallique avec une bougie allumée; les expériences de M. Davy

---

d'eau. On ferme alors les robinets *T*, *T'*, et l'on fait plonger le tube *J* dans la capsule *Z*; puis on fait arriver le gaz hydrogène per-carboné sous la cloche *C*. L'on fait en même temps écouler une partie de l'eau du vase *B* par le robinet *K*, de manière que l'eau de ce vase et celle de l'intérieur de la cloche *C* soient toujours à-peu-près au même niveau. Quand la cloche *C* est pleine de gaz, à 7 ou 8 centimètres près, on ouvre les robinets *T*, *T'* et le robinet *V*. L'eau fournie par ce dernier chasse le gaz contenu dans la cloche *C*; et ce gaz, en traversant tout l'appareil, se rend dans la cloche *C'*. A mesure qu'il y arrive, on ouvre le robinet *K'* pour faire écouler une partie convenable de l'eau contenue dans le vase *B'*. Lorsque tout le gaz sur lequel on opère est passé dans la cloche *C'* et que la cloche *C* se trouve de nouveau pleine d'eau, on ramène le gaz dans cette cloche *C*, en ouvrant les robinets *V'* et *K*, et fermant les robinets *V* et *K'*, pour remplir à son tour le vase *B'*, et vider convenablement le vase *B*. On peut ainsi faire passer le gaz hydrogène per-carboné à travers le tube incandescent autant de fois qu'on le voudra, et se procurer du gaz aux diverses époques de l'opération, en fermant le robinet de la cloche où il se rend; car en continuant de le chasser de la cloche opposée par la pression de l'eau, il sortira nécessairement par le tube *J*, et pourra être recueilli à l'ordinaire dans une éprouvette. (*Voyez* les tom. II et III *des Mémoires d'Arcueil.*)

ne laissent aucun doute à cet égard. (*Voyez* précédemment, pag. 150.)

L'eau en dissout une très-petite quantité.

Parmi tous les corps combustibles non métalliques, il n'en est que deux, le soufre et le chlore, dont l'action sur l'hydrogène per-carboné ait été bien étudiée. Le soufre en précipite le charbon à la chaleur de la lampe, s'unit à l'hydrogène, et forme du gaz hydrogène sulfuré. Le chlore a deux manières d'agir : lorsqu'on plonge une bougie allumée dans un mélange de 2 volumes de chlore et de 1 volume d'hydrogène per-carboné, ou qu'on l'expose à l'action directe des rayons solaires. Il s'enflamme tout-à-coup, et détonne en donnant lieu à des vapeurs piquantes de gaz acide hydro-chlorique et à un dépôt de charbon. Mais lorsque ce mélange est exposé à la lumière diffuse ou placé dans l'obscurité, à la température ordinaire, l'hydrogène carboné se combine avec une certaine quantité de chlore, et de là résulte un liquide qui se dépose sur les parois des vases, liquide que les chimistes hollandais ont observé les premiers, et que nous connaîtrons sous le nom d'*hydro-carbure de chlore*. Il est un moyen bien simple de rendre très-sensible ce phénomène; c'est d'introduire successivement, dans une cloche pleine d'eau, l'hydrogène per-carboné et le chlore : bientôt l'eau remontera très-visiblement, et l'hydro-carbure apparaîtra à sa surface ou adhérera aux parois de la cloche sous forme de gouttes qui auront l'aspect de l'huile.

Cependant, pour se procurer une assez grande quantité de ce liquide, il vaut mieux faire rendre dans un grand ballon, d'une part un courant de gaz hydrogène per-carboné, et de l'autre un courant de chlore. Si le chlore est, en volume, le double de l'autre gaz, le liquide sera très-acide, et répandra des fumées blanches dues à

de l'acide hydro-chlorique qui se formera. Il ne le sera jamais dans le cas contraire ; mais alors une portion de l'hydrogène per-carboné restera libre. Enfin, si l'on fait arriver les gaz lentement et en volumes égaux dans le ballon, ils s'uniront et se convertiront presqu'entièrement en liquide oléagineux, sans donner lieu à d'autres produits, soit solides, soit gazeux. D'ailleurs, il faudra toujours, pour obtenir ce liquide pur, le laver avec une petite quantité d'eau afin de le priver de l'acide libre ou de la matière colorante qu'il pourrait contenir.

L'hydro-carbure de chlore ainsi obtenu est incolore, sucré, sans action sur la teinture du tournesol, d'une odeur agréable et analogue à celle de l'éther. Sa pesanteur spécifique est de 1,22 ; celle de sa vapeur, de 3,4484 ; sa force élastique, à 9°,3, de 0m,0265, et son point d'ébullition à 66°,74.

Soumis à l'action du feu, dans une petite cornue, il bout d'abord et se colore ensuite d'une manière très-sensible. Versé dans une cuiller d'argent un peu chaude, il prend feu à l'approche d'un corps en combustion, donne lieu à une flamme verte et à des fumées épaisses, piquantes, acides, chargées d'une grande quantité de noir de fumée, d'où l'on peut conclure qu'alors l'hydrogène et le chlore s'unissent et que le carbone est mis en liberté. Tels sont aussi les résultats qu'il présente en le faisant passer à travers un tube incandescent : seulement il se dégage en outre une certaine quantité de gaz inflammable. Le chlore le colore en jaune et le rend acide. La potasse, la soude et l'ammoniaque n'ont qu'une faible action sur lui à la température ordinaire. Son analyse n'a point encore été faite d'une manière directe ; mais si l'on considère que la densité de sa vapeur est égale à celle du chlore, plus celle de l'hydrogène per-carboné, il deviendra très-probable qu'il est formé de parties égales en volume de

chlore et d'hydrogène per-carboné (Robiquet et Colin, *Annales de Chimie et de Physique*, t. I et II.)

État naturel, préparation. — Le gaz hydrogène per-carboné n'existe point dans la nature; il s'obtient en soumettant à l'action d'une douce chaleur un mélange d'une partie en poids d'alcool, et de quatre parties d'acide sulfurique concentré; on met le mélange dans une cornue de verre; on adapte au col de cette cornue un tube qui s'engage sous des flacons pleins d'eau; on chauffe peu à peu la cornue; l'alcool se décompose, et l'hydrogène per-carboné, l'un des produits de cette décomposition, se dégage. Il se forme en outre un dépôt de charbon, du gaz sulfureux et du gaz carbonique : de là même la nécessité d'agiter l'hydrogène carboné avec une faible dissolution de potasse ou de soude caustique, afin d'être certain de sa pureté. Que se passe-t-il dans cette opération? Remarquons que la composition de l'alcool peut être représentée par les élémens de 100 parties d'hydrogène carboné et de 63$^{part.}$,58 d'eau : conséquemment, au moyen d'un corps qui a beaucoup d'affinité pour l'eau, l'on conçoit qu'il doit être possible de transformer l'alcool en eau et en hydrogène carboné. Or, telle est précisément la manière dont agit d'abord l'acide sulfurique, et tels sont aussi les résultats auxquels il donne lieu : ce n'est qu'au bout d'un certain temps que le charbon apparaît, et que les gaz sulfureux et carbonique prennent naissance; ils sont évidemment dus à la décomposition d'une partie de l'acide sulfurique par l'hydrogène et le carbone de l'alcool.

171. *Composition.* — C'est en brûlant l'hydrogène per-carboné dans l'eudiomètre à mercure que l'on détermine la proportion de ses principes constituans. L'eudiomètre étant préparé, l'on y fait passer 1 volume d'hydrogène carboné et cinq volumes d'oxigène; l'on enflamme ensuite le

mélange par l'étincelle électrique pour le convertir en eau qui se condense, et en gaz carbonique qui reste mêlé avec l'excès d'oxigène; après quoi, mesurant le résidu et l'agitant avec une dissolution de potasse caustique, l'on absorbe le gaz carbonique, de sorte que le nouveau reste de gaz n'est plus que l'oxigène excédant.

Supposons que l'opération se fasse sur 1 volume d'hydrogène carboné, l'on obtiendra 2 volumes de gaz carbonique et un résidu de 2 volumes d'oxigène : il y aura donc 3 volumes d'oxigène absorbé. Mais le gaz carbonique contient 1 volume d'oxigène égal au sien : par conséquent, sur les trois volumes d'oxigène absorbé, 1 le sera par l'hydrogène et 2 par le carbone. Or, 2 volumes de gaz carbonique contiennent 2 volumes de vapeur de carbone; 1 volume d'oxigène représente 2 volumes d'hydrogène; il suit donc de là que 1 volume d'hydrogène per-carboné doit être composé de 2 volumes de gaz hydrogène et de 2 volumes de vapeur de carbone condensés en un seul. En effet, si l'on ajoute le double de la densité du gaz hydrogène au double de celle de la vapeur de carbone, c'est-à-dire, 0,1376 à 0,844, l'on obtiendra 0,9816, qui exprime la densité exacte du gaz hydrogène per-carboné.

Historique. — Le gaz hydrogène per-carboné fut observé pour la première fois par les chimistes hollandais, qui crurent devoir le désigner sous le nom de *gaz oléfiant*, parce qu'il forme, en réagissant sur le chlore, une matière d'apparence huileuse. Leur mémoire date de 1796 (*a*); l'on y trouve un grand nombre d'expériences qui depuis ont été répétées par divers chimistes, et auxquelles

(*a*) *Journal de Physique*, tom. XLVI, pag. 178. — *Annales de Chimie*, tom. XXI.

MM. Henry (*a*), Dalton, Berthollet (*b*), Thomson (*c*), Th. de Saussure (*d*), Robiquet et Colin (*e*) ont beaucoup ajouté.

Usages. — L'on se sert avec avantage en Angleterre de l'hydrogène carboné pour l'éclairage. Il se retire de la houille par la distillation. Ce procédé commence aussi à être exécuté en France, où l'ingénieur Lebon le découvrit il y a environ dix-huit ans.

De l'Hydrogène carboné des marais.

171 *bis*. L'on trouve dans la vase des marais et de toutes les eaux stagnantes ou dont le cours est lent, un gaz qui, de temps à autre, vient crever sous la forme de bulles, à la surface du liquide, et qui provient évidemment de la décomposition que les matières organiques éprouvent surtout en été. Pour l'obtenir, il suffit d'agiter la vase et de disposer au-dessus de celle-ci, au moment de l'agitation, des flacons pleins d'eau, renversés et munis de larges entonnoirs.

Lorsqu'on l'analyse, on voit qu'il n'est formé, pour ainsi dire, que d'hydrogène carboné; qu'il contient seulement un peu de gaz carbonique, d'azote et quelquefois d'oxigène; qu'on en sépare aisément l'oxigène par le phosphore à la température ordinaire, et l'acide carbonique par la potasse (125 *bis* et 107); qu'abstraction faite de ces trois derniers gaz, il absorbe en brûlant deux fois son volume d'oxigène, et produit un volume d'acide carbonique égal au sien, résultat qui démontre que l'espèce de gaz hydrogène carboné qui le constitue presqu'entièrement est composé

(*a*) *Bibliothèque Britannique*, tom. XLI, pag. 324. — *Traité de Chimie*.
(*b*) *Mémoires d'Arcueil*, tom. I et II.
(*c*) *Traité de Chimie*.
(*d*) *Annales de Chimie*, tom. LXXVIII.
(*e*) *Annales de Chimie et de Physique*, tom. I et II.

de 2 volumes d'hydrogène et d'un volume de vapeur de carbone, condensés en un seul, c'est-à-dire, d'autant d'hydrogène et de moitié moins de carbone que l'hydrogène per-carboné.

Telle est également la nature du gaz inflammable des mines de houille, gaz qui, avant la découverte de la lampe de sûreté de M. Davy, rendait si dangereuse l'exploitation de quelques-unes d'entre elles.

En n'admettant que deux espèces de gaz hydrogène carboné, et en observant que la plus haute chaleur ne sépare qu'en partie le charbon du gaz hydrogène, il semble qu'on devrait obtenir pur le gaz hydrogène carboné des marais, lorsqu'on fait passer peu à peu le gaz hydrogène per-carboné à travers un tube de porcelaine très-incandescent, d'autant plus que la décomposition commence à s'effectuer presqu'au rouge obscur. Cependant c'est ce qui n'a pas lieu : du moins le gaz que l'on obtient à une haute température paraît moins chargé de carbone que celui des marais. Ne pourrait-on pas inférer de là qu'il est probable qu'au lieu de deux espèces d'hydrogène carboné, il en existe trois ?

Puisqu'on ne peut point obtenir ce gaz en décomposant l'hydrogène per-carboné par la chaleur, à plus forte raison ne le peut-on pas en distillant les matières végétales; les gaz qu'elles fournissent, en effet, sont des mélanges d'hydrogène plus ou moins carboné, de gaz acide carbonique, d'oxide de carbone, en raison de leur nature et de la température à laquelle on opère.

Comment donc se le procurer dans son plus grand état de pureté ? Tous les procédés employés jusqu'ici pour cela ont été sans succès.

Cependant rien ne s'oppose à ce qu'on en décrive les propriétés, parce que la petite quantité d'azote avec laquelle il reste mêlé, après le traitement du gaz des ma-

rais par le phosphore et la potasse, ne change pas d'une manière sensible son action sur les corps.

Il est insipide, inodore, sans couleur; sa densité doit être de 0,5596, ou de deux fois celle de l'hydrogène, plus une fois celle de la vapeur de carbone.

Mêlé à l'oxigène ou à l'air en proportions convenables, il prend feu sur-le-champ et détonne par l'étincelle électrique. Pour un volume de gaz combustible, il faut employer un peu plus d'un volume et tout au plus 2 volumes un quart de gaz oxigène : hors de ces limites, la combustion n'a pas lieu.

Lorsqu'on allume avec une bougie un jet de ce gaz dans l'air, il y brûle avec une flamme jaunâtre.

Le chlore ne s'y unit point à la température ordinaire; il en opère tout-à-coup la décomposition au rouge obscur, et il en précipite le charbon.

L'eau n'en dissout pas sensiblement.

De la Combinaison du Gaz hydrogène avec le Phosphore.

173. Jusqu'à présent, l'on ne connaît au plus que deux espèces d'hydrogène phosphoré : nous les désignerons sous les noms d'*hydrogène per-phosphoré* et d'*hydrogène proto-phosphoré*.

De l'Hydrogène per-phosphoré.

174. L'hydrogène per-phosphoré, découvert par M. Gengembre en 1783, fut ensuite examiné successivement par Kirwan en 1786, par M. Raymond en 1791 et 1799, par M. Dalton en 1810 et 1818, et surtout par M. Thomson en 1816 (*Annales de Chimie et de Physique*, tom. II, pag. 297) : c'est la dissertation de ce dernier chimiste qui nous servira de guide dans ce que nous allons dire.

Propriétés. — L'hydrogène per-phosphoré est gazeux,

sans couleur. Son odeur est très-forte, analogue à celle de l'ail, de l'oignon; sa saveur est amère, et sa pesanteur spécifique de 0,9022, d'après M. Thomson.

Nombre de corps sont capables de l'altérer.

En l'exposant à une haute température, il s'en dépose instantanément du phosphore.

Que l'on fasse passer des étincelles électriques à travers ce gaz pendant quelque temps, le phosphore se précipitera également, et l'hydrogène devenu libre occupera le même volume que combiné.

Qu'on le chauffe avec le soufre dans un vase quelconque bien sec, il se formera du sulfure de phosphore et du gaz hydrogène sulfuré égal en volume au gaz hydrogène per-phosphoré lui-même.

Que l'on mette de l'iode dans un tube bien sec, et qu'après avoir chassé l'air du tube on le remplisse de gaz hydrogène phosphoré, l'on obtiendra de l'iodure de phosphore et du gaz hydrogène; le volume de celui-ci sera encore le même que celui du gaz phosphoré.

Le chlore agit aussi avec beaucoup de force sur l'hydrogène per-phosphoré. A peine une bulle de l'un de ces gaz arrive-t-elle dans un vase où se trouve l'autre, qu'il y a inflammation et production d'acide hydro-chlorique, et en même temps de phosphure de chlore, surtout si celui-ci est en excès. Le mélange disparaît complètement lorsqu'il se compose de trois volumes de chlore, d'un volume d'hydrogène phosphoré, et que l'expérience se fait sur l'eau.

Plusieurs métaux ont également la propriété de décomposer l'hydrogène phosphoré : tels sont particulièrement le potassium et le sodium. Introduisez ce gaz dans une cloche courbe et pleine de mercure; portez ensuite avec une tige de fer, jusque dans la partie courbe de la cloche, un peu de potassium, puis fondez-le avec la lampe à es-

prit-de-vin, bientôt l'hydrogène sera mis en liberté, et le phosphore, en s'unissant au métal, formera un phosphure de couleur chocolat. Il est probable que la plupart des autres métaux se comporteraient de la même manière avec l'hydrogène phosphoré, à une température suffisamment élevée.

Mais de tous les corps, ceux qui nous présentent les phénomènes les plus remarquables avec l'hydrogène per-phosphoré, sont l'oxigène et l'air. Lorsqu'on fait passer du gaz oxigène dans un tube très-étroit qui contient de l'hydrogène phosphoré, tout-à-coup des vapeurs blanches apparaissent sans aucun dégagement de lumière; le phosphore s'acidifie et se dépose; l'hydrogène, au contraire, reste libre. Mais lorsque le mélange se fait dans de larges tubes, il en résulte tout-à-coup aussi des vapeurs blanches, et de plus une combustion extrêmement vive, de l'eau et de l'acide phosphorique. Pourquoi cette différence d'action? C'est que, dans le premier cas, les parois très-rapprochées du vase enlèvent la chaleur à mesure qu'elle se produit, et qu'elle n'est jamais assez forte pour permettre à l'hydrogène de brûler; au lieu qu'il n'en est pas de même dans le second : aussi l'absorption de l'oxigène est-elle, dans celui-ci, d'une fois et demie le volume de l'hydrogène phosphoré, tandis que, dans l'autre, ce dernier gaz n'absorbe qu'un volume égal au sien d'oxigène : l'air produit des effets analogues.

L'inflammation spontanée de l'hydrogène phosphoré dans l'oxigène ou dans l'air, telle que nous venons de la décrire, excite toujours la curiosité de ceux qui sont témoins de l'expérience pour la première fois; toutefois on peut la rendre plus curieuse et plus piquante encore. Il suffit pour cela de plonger le goulot d'un flacon plein de ce gaz combustible dans l'eau, de le déboucher, de l'incliner, et de faire passer peu à peu le gaz dans l'atmosphère même;

alors chaque bulle en s'enflammant donne naissance à une vapeur d'eau et d'acide qui s'élève sous forme de cercles ou de couronnes, lesquelles vont en grandissant, pourvu que l'atmosphère soit tranquille. Pour que cette inflammation ait lieu, il faut que le gaz soit pur; s'il contenait une certaine quantité d'hydrogène ou d'azote, il ne s'enflammerait que par le contact d'un corps en combustion.

L'eau ne dissout qu'une très-petite quantité d'hydrogène per-phosphoré, environ le quarantième de son volume, à la température de 10°, d'après MM. Henry et Davy. La dissolution a une couleur jaune, une saveur amère, une odeur semblable à celle du gaz lui-même; celui-ci s'en dégage tout entier au degré de l'ébullition.

Etat naturel. — On prétend que le gaz hydrogène per-phosphoré se forme quelquefois dans des lieux où l'on a enfoui des matières animales, et que, conduit par les fissures du terrain dans l'atmosphère, il s'y enflamme. On explique ainsi les feux follets qu'on observe particulièrement dans les cimetières humides. Cette opinion ne doit pas paraître extraordinaire, surtout quand on considère que le phosphore et l'hydrogène étant deux des principes constituans de la matière cérébrale (tome III, 1963), peuvent s'unir au moment où cette matière subit la décomposition putride.

175. *Préparation.* — Le gaz hydrogène per-phosphoré s'obtient en soumettant à l'action de la chaleur un mélange de chaux, d'eau et de phosphore. On commence par réduire la chaux en poudre en l'humectant tant soit peu; ensuite on y ajoute assez d'eau pour en former une bouillie; on mêle cette bouillie avec la dixième ou douzième partie de son poids de phosphore coupé sous l'eau en tout petits morceaux; on introduit le mélange dans une fiole ordinaire, à laquelle on adapte, par le moyen d'un bouchon, un tube propre à recueillir les gaz; on chauffe peu

à peu la fiole, en l'entourant de quelques charbons, et bientôt le gaz hydrogène per-phosphoré se produit. Ce gaz décompose d'abord l'air de la fiole en donnant lieu à des jets de lumière; puis il en chasse le gaz azote, arrive à l'extrémité du tube et s'enflamme : alors on engage le tube sous un flacon plein d'eau ou plutôt plein de mercure, parce que l'eau, à moins qu'on ne l'ait fait bouillir, contient toujours de l'air qui opère la décomposition d'une certaine quantité de gaz (pl. xx, fig. 2). Seulement, de temps en temps, il est nécessaire de retirer le tube de dessous le flacon, afin de s'assurer si le gaz est toujours spontanément inflammable; lorsqu'il cesse de l'être, ce qui arrive souvent à la fin de l'opération, surtout en élevant la température, il faut le recueillir dans des vases séparés : ce n'est plus que de l'hydrogène proto-phosphoré, ou du moins il en contient beaucoup.

Il est facile de concevoir ce qui se passe dans cette expérience : on obtient d'une part du gaz hydrogène per-phosphoré qui se dégage, et de l'autre de l'hypo-phosphite de chaux avec excès de chaux qui reste dans la fiole; or, l'hydrogène du gaz hydrogène per-phosphoré ne peut provenir que de l'eau, puisqu'elle seule en contient; l'eau est donc décomposée, et l'on voit évidemment que, tandis que son hydrogène se combine avec une portion de phosphore pour former l'hydrogène per-phosphoré, son oxigène se combine avec une autre portion de phosphore et de la chaux pour former l'hypo-phosphite calcaire.

C'est par ce procédé que le gaz hydrogène per-phosphoré a été obtenu jusque dans ces derniers temps. M. Thomson propose d'y substituer le suivant, qui me paraît préférable. Prenez, dit-il, une petite cornue tubulée, capable de contenir environ douze pouces cubiques; remplissez-la jusqu'à la tubulure avec un mélange d'une partie d'acide hydrochlorique commun et de trois parties d'eau privée d'air par

l'ébullition ; jetez dans le liquide, aussi promptement que vous pourrez, environ une demi-once de phosphure de chaux en morceaux ; achevez de remplir la cornue avec de l'eau qui a récemment bouilli ; adaptez-y un tube plein de la même eau, et que vous engagerez sous des flacons qui en seront également remplis ; chauffez alors modérément le mélange de phosphure et d'acide, et le gaz hydrogène phosphoré s'en dégagera rapidement. Une demi-once de bon phosphure de chaux fournira soixante-dix pouces cubes de gaz hydrogène phosphoré pur.

Outre l'hydrogène phosphoré et l'un des acides du phosphore, il se forme dans cette opération de l'hydro-chlorate de chaux : la formation de celui-ci est évidente ; quant à celle des deux autres produits, elle se conçoit en admettant que l'eau se décompose, comme nous l'avons dit dans l'expérience qui précède.

Composition. — Il suit des résultats que nous avons cités, d'après M. Thomson, en parlant de l'action de l'électricité, du soufre, de l'iode, de l'oxigène sur l'hydrogène phosphoré, que ce gaz doit contenir un volume d'hydrogène égal au sien. Or, comme l'on connaît la densité de ces deux derniers gaz, il est donc facile d'en conclure la composition de l'hydrogène phosphoré. Cependant je me rappelle que M. Gay-Lussac et moi, ayant eu occasion de traiter le gaz hydrogène phosphoré par le potassium, nous avons obtenu, à peu de chose près, un volume et demi de gaz hydrogène. D'où vient cette différence ? serait-elle due à ce que les gaz n'ont pas été préparés de la même manière ? Mais tous deux étaient spontanément inflammables.

Usages. — Jusqu'ici l'hydrogène phosphoré est sans usages.

Du Gaz hydrogène proto-phosphoré.

Nous regardons comme tel une sorte d'hydrogène phosphoré qui n'est point inflammable par le contact de l'air à la température ordinaire (*Recherches physico-chimiques.*)

176. *Propriétés.* — Le gaz hydrogène proto-phosphoré est sans couleur, et a une odeur forte, désagréable, analogue à celle de l'oxide d'arsenic en vapeur. Sa densité est de 0,87 d'après M. Davy; M. Thomson la croit de 0,9716, parce qu'il considère ce gaz comme formé de 1 volume d'hydrogène per-phosphoré, et de 1 volume d'hydrogène condensés en un seul, ou de 0,9022 + 0,0694.

Ce gaz ne se décompose pas à la température ordinaire, du moins dans l'espace de plusieurs jours; peut-être se décomposerait-il à une très-haute température, et abandonnerait-il une portion du phosphore qu'il contient. Il ne prend point feu spontanément dans l'air et le gaz oxigène, comme l'hydrogène per-phosphoré, si ce n'est sous une faible pression (Labillardière). Il ne s'y enflamme qu'à l'aide de la chaleur sous la pression ordinaire. On le brûle facilement en le faisant passer dans une éprouvette, la renversant et y plongeant une bougie allumée. Un mélange de ce gaz et d'un excès d'oxigène détonne fortement à 150° environ, à plus forte raison par le contact de la flamme. Une étincelle électrique le fait également détonner. Les produits de la combustion sont de l'eau et de l'acide phosphorique.

Il nous présente avec le chlore les mêmes phénomènes qu'avec le gaz hydrogène per-phosphoré : seulement, au lieu de 3 volumes de chlore, il faut en employer 4 sur 1 de gaz phosphoré, pour que le mélange disparaisse complètement, lorsqu'on fait l'expérience dans des vases pleins d'eau.

Le soufre et le potassium en opèrent facilement la décomposition à la chaleur de la lampe : il en résulte avec le premier, du phosphure de soufre et du gaz hydrogène sulfuré ; et avec le second, du gaz hydrogène et du phosphure de potassium. D'après M. Thomson, le volume du gaz hydrogène sulfuré et celui du gaz hydrogène seraient doubles, l'un et l'autre, du volume du gaz hydrogène phosphoré; d'où il conclut que ce dernier gaz doit être un composé de deux volumes de gaz hydrogène uni avec la même quantité de phosphore que celle qui existe dans un volume de gaz hydrogène phosphoré, et que ces volumes sont condensés dans un seul.

L'eau en absorbe un huitième de son volume à la température et à la pression ordinaires (Davy).

Etat naturel, *Préparation.* Il est probable que l'hydrogène proto-phosphoré se forme naturellement dans les mêmes circonstances que l'hydrogène per-phosphoré, et que sa production naturelle est même moins rare que ne l'est la production de celui-ci, parce qu'il est plus stable. C'est en chauffant de l'acide phosphoreux ou de l'acide phosphatique en dissolution très-concentrée qu'on l'obtient ; l'eau qui reste dans l'acide se décompose, et ses deux principes se combinent, l'hydrogène avec une partie du phosphore de l'acide, et l'oxigène avec l'acide lui-même, de telle sorte que tous deux tendent à faire passer l'acide qu'on emploie à l'état d'acide phosphorique : l'expérience se fait dans une petite cornue munie d'un tube ; la chaleur de la lampe à esprit-de-vin est plus que suffisante.

Il se produit aussi de l'hydrogène proto-phosphoré, à la fin de l'opération, lorsqu'on chauffe un mélange de chaux, d'eau et de phosphore ; mais ce procédé est moins bon que le précédent, parce que le gaz pourrait être mêlé d'hydrogène per-phosphoré (175).

De la Combinaison de l'Hydrogène avec le Soufre.

177. Il n'existe que deux composés de soufre et d'hydrogène : l'un est gazeux et l'autre liquide. Le premier est connu sous le nom de *gaz hydrogène sulfuré* ou d'*acide hydro-sulfurique* ; et le second, sous celui de *soufre hydrogéné*. Mais, pour nous conformer aux principes de nomenclature que nous avons exposés, nous désignerons celui-ci sous le nom d'*hydrure de soufre*. L'hydrure de soufre contient beaucoup moins d'hydrogène que le gaz hydrogène sulfuré (*a*).

De l'Hydrure de soufre.

178. L'hydrure de soufre est un liquide de consistance oléagineuse; son odeur et sa saveur sont analogues à celles des œufs pourris, mais moins fortes ; sa pesanteur spécifique est inconnue : on sait seulement qu'elle est plus grande que celle de l'eau.

L'hydrure de soufre se décompose spontanément à la température ordinaire, à moins qu'on ne l'expose à une pression très-forte ; il se décompose à plus forte raison à une température élevée ; dans les deux cas, il se transforme en hydrogène sulfuré qui se dégage à l'état de gaz, et en soufre qui reste sous la forme de grumeaux gris. Il s'enflamme dans l'air par l'approche d'un corps allumé. L'eau n'en opère point la dissolution.

L'hydrure de soufre est toujours un produit de l'art ; il n'existe point dans la nature ; on ne peut l'obtenir qu'en mettant le soufre très-divisé en contact avec l'hydrogène

(*a*) Cependant nous devons ajouter que, d'après les expériences de Berthollet fils (*Mémoires d'Arcueil*, tom. 1), et d'après celles de M. Davy, il paraît certain que le soufre ordinaire contient une petite quantité d'hydrogène.

sulfuré à l'état de gaz naissant : à cet effet, on se procure une dissolution aqueuse de sulfure hydrogéné de potasse, c'est-à-dire, d'un composé de soufre, d'hydrogène sulfuré, et de protoxide de potassium (1120); on verse cette dissolution peu à peu dans de l'acide hydro-chlorique liquide; celui-ci s'empare du protoxide de potassium et forme un sel soluble, tandis que le soufre et l'hydrogène sulfuré s'unissent, se précipitent, et se rassemblent peu à peu au fond du vase, comme le ferait une huile plus pesante que l'eau. Pour conserver l'hydrure de soufre, il faut en remplir un flacon à l'émeri, le boucher, assujettir le bouchon, et le tenir renversé dans un lieu frais.

On peut considérer l'hydrure de soufre comme une combinaison de soufre et d'hydrogène, ou bien de soufre et d'hydrogène sulfuré; mais les propriétés qu'il possède, et le procédé par lequel on l'obtient, rendent cette dernière opinion plus probable que l'autre. Quoi qu'il en soit, jusqu'à présent on n'a point déterminé la proportion des principes qui le constituent.

Il est sans usages; il a été découvert par Schéele, et examiné ensuite par M. Berthollet. (*Annales de Chimie*, t. XXV.)

De la Combinaison de l'Hydrogène avec les autres corps combustibles non métalliques.

179. L'hydrogène sulfuré, l'hydrogène sélénié, l'hydrogène chloré, l'hydrogène ioduré étant de véritables acides, ne seront étudiés que lorsque nous ferons l'histoire de ceux-ci (433, 445, 446, 455). Nous n'examinerons aussi que plus tard l'hydrogène azoté, ou l'ammoniaque, qui est l'une des bases salifiables les plus puissantes, et qui, sous ce rapport, doit être assimilé aux oxides métal-

liques (569). Par la même raison, nous ne parlerons de la combinaison de l'ammoniaque avec les acides formés de corps combustibles qu'à l'article des *Sels*.

ARTICLE II.

Des Combinaisons du Carbone avec les corps combustibles simples non métalliques.

180. Le carbone se combine seulement : 1°. avec l'hydrogène; 2°. avec le soufre; 3°. avec l'azote; 4°. avec l'azote et l'hydrogène, de manière à former l'acide hydrocyanique; 5°. avec l'azote et le chlore : il produit alors l'acide appelé *chloro-cyanique*. Peut-être existe-t-il un séléniure de carbone: la grande analogie du sélénium avec le soufre porte M. Berzelius à le croire.

Déjà la combinaison du carbone avec l'hydrogène a été étudiée (169); les deux dernières le seront lorsque nous traiterons des substances animales (1820 et 1839). Il ne nous reste donc plus à examiner que celles qu'il contracte avec le soufre et l'azote.

Du Carbure de soufre.

Historique. — Le carbure de soufre, découvert et examiné par M. Lampadius en 1796, a été soumis successivement à de nouvelles recherches par MM. Clément et Desormes (*Ann. de Chimie*, t. XLII), par Berthollet fils (*Mém. d'Arcueil*, tom. I), par M. Cluzel (*Ann. de Chimie*, t. LXXXIV), par M. Vauquelin (*Ann. de Chimie*, t. LXXXIII, p. 268), et par MM. Berzelius et Marcet (*Ann. de Chimie*, t. LXXXIX).

MM. Lampadius et Berthollet fils l'ont regardé comme du soufre hydrogéné; MM. Clément et Desormes, M. Vauquelin, MM. Berzelius et Marcet, comme du carbure de soufre; M. Cluzel, comme une combinaison d'hydrogène,

de carbone, d'azote, et de soufre dans un état particulier. Tous les chimistes sont d'accord aujourd'hui sur sa composition ; tous savent qu'il ne contient que du soufre et du carbone, dans le rapport à-peu-près de 85 à 15.

181. *Propriétés.* — Le carbure de soufre est liquide à la température ordinaire, transparent et sans couleur. Il a une odeur pénétrante, fétide, une saveur brûlante et âcre. Sa pesanteur spécifique est de 1,263 ; celle de sa vapeur, de 2,670 ; sa tension, de $0^{mèt.},3184$ à $22°,5$; et son pouvoir réfringent, suivant M. Wollaston, de 1,645.

Sous la pression de $0^{m.},76$, le carbure de soufre entre en ébullition à 45°.

La plus haute température n'en opère point la décomposition. Il est probable que le calorique latent de sa vapeur est très-considérable ; car, en plaçant du carbure de soufre sous la machine pneumatique, l'on produit assez de froid pour congeler le mercure (62).

Exposé au contact de l'air dans une capsule, à la température ordinaire, il se vaporise sans éprouver d'altération et sans laisser de résidu ; si on l'approche d'un corps en combustion, il prend feu sur-le-champ, et donne naissance à du gaz acide carbonique et à de l'acide sulfureux dont l'odeur est très-piquante ; une très-petite quantité de soufre échappe à la combustion et reste dans la capsule ; par conséquent le carbure de soufre est très-combustible. Aussi, lorsqu'on fait passer une étincelle électrique à travers l'oxigène chargé de vapeur de carbure, le mélange s'enflamme-t-il vivement. Mais cette expérience doit être faite dans un eudiomètre fort épais, et sur de petites quantités de gaz, parce que la détonnation produite est très-forte. D'ailleurs, l'on doit opérer sur le mercure et non sur l'eau, parce que celle-ci dissoudrait la vapeur. Enfin l'on doit mêler le gaz oxigène, saturé de vapeur à la pression et à la température ordinaires, avec environ

son volume de gaz oxigène pur; sans cela, il se déposerait du soufre, et toute la vapeur ne serait point décomposée. En prenant toutes ces précautions, on ne court aucun danger, et l'on ne retrouve dans l'eudiomètre, après la combustion, que du gaz acide sulfureux, du gaz acide carbonique, et le gaz oxigène qui était en excès.

Plusieurs métaux, et particulièrement le potassium, le cuivre et le fer, peuvent décomposer le carbure de soufre, à une température élevée; le potassium s'enflamme même alors dans ce corps réduit en vapeur : dans tous les cas, le soufre se porte sur les substances métalliques, et le charbon est mis en liberté.

L'eau est sans action sur lui; lorsqu'on l'agite avec elle, bientôt il se dépose au fond du vase en globules qui ont l'aspect huileux.

Il est soluble dans l'alcool, dans l'éther, dans les huiles fixes et volatiles. L'eau le précipite tout-à-coup de ses dissolutions alcooliques et éthérées. Il se combine intimement avec tous les alcalis, et forme des composés que M. Berzelius a désignés par le nom de *carbo-sulfures*. Parmi les acides, un seul est capable de l'attaquer; c'est l'eau régale ou le mélange de l'acide nitrique et de l'acide hydro-chlorique : en effet, lorsqu'on met en contact le carbure de soufre avec de l'acide nitrique et de l'acide hydro-chlorique très-concentrés, à la température ordinaire, il prend peu à peu une couleur orange, produit un dégagement de deutoxide d'azote, et se convertit en trois semaines en un corps blanc cristallisé, qui a l'apparence du camphre, et qui, selon M. Berzelius, est un composé d'acide carbonique, d'acide sulfureux et d'acide hydro-chlorique. (*Ann. de Chimie*, t. LXXXIX, p. 82.)

Etat, Préparation.—Le carbure de soufre n'existe point dans la nature.

Il se prépare en mettant le soufre en contact, à une

haute température, avec le charbon fortement calciné : on prend un tube de porcelaine, que l'on fait passer, en l'inclinant légèrement, à travers un fourneau à réverbère; on adapte à son extremité inférieure une allonge qui se rend dans un ballon tubulé ; de la tubulure de celui-ci part un tube recourbé qui va plonger au fond d'un petit flacon à deux tubulures à moitié rempli d'eau, et de l'une de ces deux tubulures part un autre tube que l'on peut engager sous des flacons pleins d'eau ou de mercure. Ensuite, après avoir introduit dans le tube de porcelaine, par son extrémité supérieure, des fragmens de charbon fortement calciné, on le porte peu à peu jusqu'au rouge. Alors, par cette même extrémité, l'on y met de temps en temps quelques fragmens de soufre, en ayant soin de boucher le canon à chaque fois. Bientôt le soufre fond et se réduit en vapeur; il passe nécessairement à travers le charbon, se combine avec ce corps, et forme du carbure de soufre qui va se condenser en grande partie dans le ballon et le flacon, qu'il est bon d'entourer de glace : il se forme en outre des gaz qui sont un mélange d'hydrogène carboné, d'oxide de carbone, d'hydrogène sulfuré et de carbure de soufre en vapeur (*a*); une portion du soufre échappe à la combinaison, et reste presque tout entière dans l'allonge.

Le carbure occupe le fond du ballon et du flacon. Pour le séparer de l'eau qui le recouvre, il faut le verser avec l'eau elle-même dans un entonnoir à long bec, que l'on bouche avec le doigt; il gagne promptement la partie inférieure; lorsqu'il est bien transparent, on débouche le bec de l'entonnoir, et l'on reçoit le carbure dans un flacon, au

(*a*) L'oxigène provient sans doute d'un peu d'eau fournie par les bouchons des vases. Quant à l'hydrogène, il doit provenir tout à la fois et de cette eau et du soufre (177), et peut-être du charbon.

moyen d'un autre entonnoir; bien entendu qu'on bouche de nouveau le bec de l'entonnoir, avant même que tout le carbure ne soit écoulé.

Dans cet état, le carbure est ordinairement jaunâtre; il doit cette teinte à un peu de soufre qu'il tient en dissolution, et qui s'en dépose, soit en exposant le liquide carburé à l'air, soit en le chauffant, soit en le traitant par l'alcool ou l'éther; savoir : dans le premier cas, en cristaux; dans les deux autres, en poudre. Il faut donc le purifier par la distillation. L'opération se fait à une douce chaleur, dans une petite cornue de verre, où l'on introduit quelques fragmens de chlorure de calcium, et dont on fait rendre le col dans un récipient tubulé, refroidi par de la glace. Le chlorure est destiné à absorber le peu d'eau que le carbure pourrait retenir.

Composition. — 100 parties de carbure de soufre sont composées, d'après M. Vauquelin, de 14 à 15 de carbone et de 86 à 85 de soufre; et d'après MM. Berzelius et Marcet, de 84,84 de soufre, et de 15,16 de carbone. Pour en faire l'analyse, on fait passer un tube de verre luté ou de porcelaine à travers un fourneau; on remplit d'oxide rouge de fer la partie du tube qui doit être chauffée; on met la liqueur dans une petite cornue de verre; on adapte cette cornue à l'une des extrémités du tube, et on adapte à l'autre un petit tube de verre que l'on engage sous des cloches pleines de mercure, et qui porte dans son milieu un renflement que l'on doit toujours tenir dans un bain de glace et de sel. Le tube luté étant incandescent, on chauffe très-doucement la cornue; la liqueur qu'elle contient passe ainsi peu à peu à travers l'oxide, et est décomposée de telle manière qu'il en résulte du sulfure métallique qui reste dans le tube, et du gaz sulfureux et du gaz carbonique qui passent dans la cloche. En conduisant bien l'opération, il ne se condense aucune trace de liqueur dans le renflement

du tube de verre, ce qui prouve que la décomposition est totale.

Les gaz sont séparés l'un de l'autre par le borax, qui absorbe le gaz sulfureux et qui est sans action sur le gaz carbonique, et par leur volume on juge de la quantité de soufre et de carbone qu'ils contiennent. Retirant ensuite la matière du tube, on la dissout dans l'*eau régale* ou dans un mélange d'acide nitrique et d'acide hydro-chlorique; l'on verse de l'ammoniaque pour en séparer l'oxide de fer : après quoi la liqueur étant filtrée, on la sature par l'acide hydro-chlorique, et on y ajoute un excès d'hydro-chlorate de baryte qui précipite l'acide sulfurique formé par l'action de l'eau régale sur le sulfure métallique. Le sulfate, lavé, séché et calciné, donne par son poids celui du soufre qu'il contient (811).

Du Cyanogène ou de l'Azote carboné.

182. Le cyanogène est un corps nouvellement découvert par M. Gay-Lussac; il l'a trouvé en examinant les propriétés d'un composé que l'on appelait *prussiate de mercure*, et que nous connaîtrons désormais, en raison de sa composition, sous le nom de *cyanure* ou d'*azo-carbure de mercure*.

Le cyanogène est un fluide élastique, permanent, inflammable; son odeur est extrêmement vive et pénétrante; sa densité est de 1,8064; il rougit sensiblement la teinture du tournesol; en faisant chauffer la dissolution, le gaz se dégage mêlé avec un peu d'acide carbonique, et la couleur bleue reparaît.

Il supporte une très-haute température sans se décomposer; mais aussitôt qu'on plonge une bougie allumée dans une éprouvette qui en est pleine, il brûle avec une flamme d'un assez beau violet; l'azote de ce gaz devient libre, et

son carbone, en s'unissant à l'oxigène, forme de l'acide carbonique. L'eau, à la température de 20° et sous la pression ordinaire, en prend quatre fois et demie son volume et devient très-piquante; l'éther sulfurique et l'essence de térébenthine en dissolvent au moins autant que l'eau, et l'alcool au moins cinq fois plus.

A la chaleur de la lampe, le phosphore, le soufre, l'iode, l'hydrogène, sont sans action sur le cyanogène.

Le cuivre, l'or, le platine, ne paraissent point non plus capables de l'altérer. Le fer, à la température d'un rouge presque blanc, le décompose en partie; il se recouvre d'un charbon très-léger, devient cassant, et rend libre une certaine quantité d'azote.

Le potassium agit avec une grande énergie sur le cyanogène; il en absorbe, à l'aide de la chaleur, autant qu'il dégage d'hydrogène dans son contact avec l'eau: cette absorption est accompagnée de lumière. L'expérience est facile à faire dans une petite cloche courbe sur le mercure. Le cyanure de potassium est jaunâtre; sa saveur est très-alcaline; il décompose l'eau, et de cette décomposition résulte de l'hydro-cyanate de potasse, c'est-à-dire, un acide formé d'hydrogène, de carbone et d'azote, qui s'unit au protoxide de potassium. (*Voyez*, pour les autres propriétés, l'article *Acide hydro-cyanique et hydro-cyanate*, *Chimie animale*, 1827.)

Le cyanogène est toujours un produit de l'art; il n'existe point dans la nature: c'est en décomposant le cyanure de mercure par le feu qu'on se le procure.

Ce cyanure doit être neutre et cristallisé; il faut, de plus, qu'il soit parfaitement sec. En effet, le cyanure neutre et sec ne donne que du cyanogène, tandis que le cyanure humide ne produit que de l'acide carbonique, de l'ammoniaque et beaucoup de vapeur d'acide hydro-cyanique. L'expérience se fait dans une petite cornue de verre bien des-

séchée : après y avoir introduit vingt à trente grammes de cyanure mercuriel, l'on y adapte un tube de verre qui s'engage sous des éprouvettes pleines de mercure; l'on met des charbons incandescens sous la cornue, et bientôt la décomposition se produit; le gaz se rassemble dans l'éprouvette, et le mercure du cyanure se condense dans le tube.

Deux procédés peuvent être employés pour analyser le cyanogène. L'un consiste à faire détonner dans l'eudiomètre à mercure le cyanogène avec deux fois et demie son volume d'oxigène; l'autre, à faire un mélange d'une partie de cyanure de mercure et de 10 parties de deutoxide de cuivre, à introduire le mélange dans un tube de verre fermé à l'une de ses extrémités, à le recouvrir de limaille de cuivre, à porter celle-ci au rouge, à chauffer ensuite l'oxide et le cyanure et à recueillir les gaz : dans tous les cas, l'on obtiendra d'un volume de cyanogène un volume de gaz azote et deux volumes de gaz carbonique. Or, deux volumes de gaz carbonique représentent deux volumes de vapeur de carbone; par conséquent le cyanogène est formé de deux volumes de vapeur de carbone et de un volume d'azote condensés en un seul : aussi, en ajoutant deux fois la densité de la vapeur de carbone à celle de l'azote, c'est-à-dire, 0,8440 à 0,9757, obtient-on 1,8197, nombre qui diffère très-peu de 1,8064, donné par l'expérience.

ARTICLE III.

Des Combinaisons du Phosphore avec les corps combustibles simples non métalliques.

Le phosphore s'unit : 1°. avec l'hydrogène; 2°. avec le soufre; 3°. avec le sélénium; 4°. avec l'iode; 5°. avec le chlore. Nous avons déjà examiné ses combinaisons avec

l'hydrogène (173) : nous n'avons donc plus à étudier que celles qu'il forme avec le soufre, le sélénium, l'iode, le chlore.

Du Phosphure de Soufre.

182 *bis.* Le phosphore et le soufre se combinent dans un grand nombre de proportions différentes. On conçoit, d'après cela, que les propriétés du phosphure de soufre doivent varier. Sa couleur est toujours jaunâtre; mais l'état qu'il affecte n'est pas toujours le même, non plus que sa pesanteur spécifique; quelquefois il est liquide, et toujours il est plus pesant que l'eau.

Les nombreux composés du phosphore avec le soufre ne seraient-ils pas le résultat de la combinaison de un à deux phosphures, à proportions définies, avec plus ou moins de soufre ou de phosphore?

183. *Etat, Préparation.* — Le phosphure de soufre n'existe point dans la nature : ce phosphure est donc un produit de l'art. Avant d'exposer le procédé par lequel on l'obtient, il est nécessaire de faire connaître divers phénomènes qui peuvent accompagner sa formation.

Lorsqu'on fait fondre, à l'aide de la chaleur, du phosphore et du soufre sous l'eau, ils se combinent peu à peu, fondent, et il se forme du gaz hydrogène sulfuré qui se dégage et qu'on peut recueillir, et de l'acide phosphorique ou phosphoreux qui reste dans la liqueur. Mettez dans une petite éprouvette 2 à 3 grammes de soufre et $1\frac{1}{2}$ à 2 grammes de phosphore; remplissez-la d'eau aux deux tiers, adaptez-y un tube recourbé que vous ferez plonger sous une petite cloche pleine d'eau, et chauffez : bientôt le dégagement du gaz aura lieu. Ce dégagement serait même assez rapide pour produire une violente détonnation si la liqueur était portée jusqu'à l'ébullition : c'est ce qui m'est arrivé deux fois. Dans cette expérience, l'eau est évidem-

ment décomposée ; son hydrogène s'unit au soufre, et son oxigène au phosphore.

Lorsqu'au lieu de combiner le soufre et le phosphore sous l'eau, on les combine autant que possible sans eau, on éprouve encore une violente détonnation, si l'opération se fait sur quelques grammes de phosphore et de soufre : un grand dégagement de chaleur et la production d'une certaine quantité de gaz hydrogène sulfuré en sont la cause immédiate. L'expérience suivante le prouve : on a rempli de mercure une petite cloche courbe, et l'on y a fait passer un peu de gaz azote ; ensuite, après avoir introduit deux grammes de phosphore jusque dans la partie courbe, on a fondu ce corps combustible à la lampe ; alors on l'a combiné avec deux grammes de soufre réduit en petits fragmens ; chaque fragment était porté successivement dans le bain de phosphore avec une tige de fer, et l'on remarquait que chacun d'eux, au moment de la combinaison, produisait un petit bruit semblable à celui d'un fer incandescent qu'on plongerait dans l'eau. La combinaison étant faite, on a mesuré le gaz : il s'en est trouvé 60 parties de plus qu'avant l'expérience : ces 60 parties étaient du gaz hydrogène sulfuré. On a vu aussi que le phosphure formé rougissait la teinture de tournesol : il s'était donc produit un acide. Comment expliquer la formation du gaz hydrogène sulfuré et de l'acide ? L'explication la plus simple consiste à supposer que le phosphore qu'on emploie, ayant été recueilli dans l'eau et conservé sous ce liquide, en retient, quelque soin qu'on prenne, et que c'est cette eau qui se décompose comme dans l'expérience précédente.

Quoi qu'il en soit, il suit de ces expériences que les divers procédés par lesquels on prépare le phosphure de soufre ne sont pas tous sans danger, et que, pour les éviter, on doit faire la préparation de la manière suivante.

Lorsqu'on veut unir, sans l'intermède de l'eau, le phos-

phore au soufre, on prend un tube dont la longueur est de 8 à 10 centimètres, et le diamètre de 1 à 2 centimètres; ce tube est fermé à l'une de ses extrémités et ouvert à l'autre; on y introduit 2 à 3 grammes ou plus de phosphore; on le fait fondre, et quand il est fondu, on y ajoute, par petits fragmens, le soufre avec lequel on veut le combiner. Avant d'ajouter un nouveau fragment de soufre, on attend que la combinaison du précédent soit faite; ce qu'un petit bruit dont elle est accompagnée permet de reconnaître.

Lorsqu'au contraire on veut faire la préparation sous l'eau, il faut opérer tout de suite sur la totalité des matières que l'on veut combiner, n'élever la température que jusqu'à 60 à 70°, employer le soufre dans un grand état de division, par exemple, à l'état de *fleur*, et agiter le mélange avec un tube, jusqu'à ce que la fusion soit complète. Il sera même bon d'agiter d'abord la fleur de soufre pour la bien mouiller : sans cela, elle se tiendrait à la surface du liquide, et le contact n'aurait lieu que plus difficilement

184. Le phosphure de soufre entre plus facilement en fusion que le phosphore. Pelletier, qui a fait beaucoup d'expériences sur le phosphore, a trouvé que ce corps, combiné successivement avec $\frac{1}{4}$, $\frac{1}{2}$, 1, 2, 3 fois son poids de soufre, donnait naissance à des composés qui fondaient, le premier, à 12° Réaumur; le 2me, à 8°; le 3me, à 4°; le 4me, à 10°; le 5me, à 30°. (*Annales de Chimie*, tom. IV, pag. 10; ou bien *Mémoires* de Pelletier.) Pour moi, j'ai trouvé que le phosphure fait avec deux parties de phosphore et une de soufre était plus fusible que celui qui était fait avec parties égales de ces corps combustibles.

M. Faraday, qui vient de faire de nouvelles observations sur le phosphure de soufre, a vu qu'un composé formé d'environ 5 de soufre et 7 de phosphore était très-fluide à zéro, et n'était point solide à — 6°,7; que ce même

composé, conservé quelques semaines sous l'eau, avait laissé déposer des cristaux de soufre pur; qu'il avait en même temps perdu de sa fusibilité, et que dès-lors, après un séjour de quelques heures dans une atmosphère dont la température était de 3 à 4 degrés, il s'était pris en une masse cristalline qui paraissait formée de 2 de phosphore et de 1 de soufre. Il s'est assuré de plus qu'en unissant directement le phosphore et le soufre dans ces dernières proportions, il en résultait un phosphure qui, comme le précédent, avait la propriété de cristalliser; d'où il conclut que ce doit être un composé défini. Il ajoute qu'en agitant un phosphure de soufre quelconque avec une solution d'ammoniaque, toutes les impuretés qui peuvent s'y trouver disparaissent en quelques heures; que le phosphure devient demi-transparent, plus liquide, et enfin qu'il n'agit pas sensiblement sur l'eau, même en plusieurs semaines.

Exposé à une chaleur suffisante, le phosphure de soufre se volatilise. On en opère facilement la volatilisation, de même que celle du phosphore, dans une petite cloche de verre courbe (98); mais il paraît que celui qui se volatilise le premier contient plus de phosphore que celui qui se volatilise en second lieu, surtout lorsque le phosphure contient à-peu-près autant de phosphore que de soufre.

Le phosphure de soufre a une grande action sur le gaz oxigène, surtout à l'aide d'une légère chaleur; il en résulte de l'acide phosphorique solide, du gaz acide sulfureux, et un grand dégagement de calorique et de lumière. L'air a également la propriété de l'enflammer, pour peu que la température soit élevée. C'est probablement ce phosphure qui se forme et qui prend feu lorsque l'on plonge une allumette soufrée dans un flacon contenant du phosphore (100) : ce qui vient à l'appui de cette opinion, c'est qu'en mettant dans une petite éprouvette 2 grammes de phos-

phore et 1 gramme de soufre en petits fragmens, ces deux corps finissent par se combiner avec explosion, quoique la combinaison ne soit favorisée ni par le frottement ni par la chaleur extérieure. Or, si dans cette circonstance le phosphure de soufre peut se former, à plus forte raison se formera-t-il dans celle que nous venons de citer.

On n'a point encore mis le phosphure de soufre en contact avec les corps combustibles : sans doute que la plupart des métaux le décomposeraient et en absorberaient les deux principes constituans.

Historique. — Découvert par Margraff, étudié par Pelletier (*Annales de Chimie*, tom. IV; ou *Mémoires* de Pelletier), par Mussin-Puschkin (*Annales de Chimie*, tom. XXX), par Thenard (*Annales de Chimie*, t. LXXXI), par M. Faraday (*Annales de Chimie et de Physique*, tom. VII, pag. 71).

Du Phosphure de Sélénium.

184 *bis.* Le phosphore se combine en toutes proportions avec le sélénium comme avec le soufre. Les propriétés physiques de ce composé varient de même que celles du phosphure de soufre : ainsi le phosphure sélénié a une couleur jaune brunâtre et une cassure cristalline, quand le phosphore prédomine; il est très-fusible, il a beaucoup d'éclat, une cassure vitreuse et sa couleur est d'un brun foncé, dans le cas où le phosphore n'est pas prédominant; il est toujours volatil. Du reste, mis en contact avec l'eau, il la décompose peu à peu et donne lieu à un acide de phosphore et à de l'acide hydro-sélénique qui se dissout et communique à la liqueur une odeur hépatique. (M. Berzelius, *Ann. de Chim. et de Phys.*, tom. IX, pag. 238.)

Du Phosphure d'Iode.

185. Le phosphore et l'iode se combinent en diverses proportions; la combinaison a toujours lieu avec dégagement de calorique sans dégagement de lumière; elle se fait facilement dans un petit tube de verre placé au-dessus de quelques charbons incandescens. La seule précaution à prendre, c'est d'employer les matières bien sèches. M. Gay-Lussac, qui a fait une étude particulière du phosphure d'iode (*Ann. de Chimie*, tom. XCI, pag. 9), a observé que l'on obtient :

1°. Avec 1 de phosphore et 8 d'iode, un composé d'un rouge orangé brun, fusible à 100° environ, volatil à une température plus élevée, qui, mis en contact avec l'eau, la décompose et donne du gaz hydrogène phosphoré qui se dégage, des flocons de phosphore qui se déposent, de l'acide phosphoreux, et de l'acide hydriodique qui reste en dissolution;

2°. Avec 1 de phosphore et 16 d'iode, une matière d'un gris noir, cristallisée, fusible à 29°, capable de décomposer l'eau comme la précédente, et de donner lieu seulement à de l'acide phosphoreux et à de l'acide hydriodique incolore;

3°. Avec 1 de phosphore et 24 d'iode, une matière noire, fusible en partie à 46°, décomposant l'eau avec une vive chaleur, et se transformant alors en acide phosphoreux et en acide hydriodique ioduré, et par conséquent coloré.

Des Phosphures de Chlore ou des Chlorures de Phosphore.

187. Le phosphore et le chlore ont une telle action l'un sur l'autre, même à la température ordinaire, que, lorsque l'on plonge un fragment de phosphore, au moyen d'une

capsule suspendue à l'extrémité d'un fil, dans un flacon plein de chlore, ces deux corps s'unissent tout de suite en donnant lieu à de la chaleur et à des jets de lumière. Leur union peut se faire en deux proportions : il existe donc un proto-phosphure et un deuto-phosphure de chlore, ou, si l'on veut, un deuto-chlorure et un proto-chlorure de phosphore. Ces composés, que l'on connaît plus particulièrement sous ces derniers noms, sont remarquables surtout par la propriété qu'ils ont de décomposer subitement l'eau, de telle manière qu'il en résulte de l'acide hydro-chlorique et de l'acide phosphoreux ou de l'acide phosphorique.

Deuto-chlorure. — C'est à M. Davy qu'on doit la découverte de ce composé; il la fit en 1810. (*Elémens de Chimie philosophique*, 1er volume, art. *Phosphore.*)

Le deuto-chlorure de phosphore est solide, d'un blanc de neige, très-volatil, mais moins que le proto-chlorure. Du papier de tournesol bien desséché, que l'on expose à sa vapeur dans un récipient vide d'air, se colore promptement en rouge. Chauffé doucement et soumis à une certaine pression, il cristallise, par le refroidissement, en prismes dont la transparence est presque parfaite. Lorsqu'on le fait passer avec le gaz oxigène à travers un tube incandescent, il en résulte de l'acide phosphorique et du chlore; le même effet se produit lorsqu'on l'expose à la flamme d'une bougie. L'hydrogène et la plupart des métaux le décomposent également à l'aide de la chaleur : l'hydrogène, en donnant lieu à de l'acide hydro-chlorique etc.; et les métaux, à des chlorures et des phosphures métalliques. Son action sur l'eau est des plus vives; à peine ces deux substances sont-elles en contact que, se décomposant réciproquement, il se forme de l'acide hydro-chlorique et de l'acide phosphorique. L'expérience présente d'ailleurs, d'après M. Dulong, des phénomènes très-dignes d'attention. Si l'on jette un

morceau un peu considérable de chlorure dans l'eau, la chaleur qui se dégage réduit en vapeurs la majeure partie du chlorure; mais si le chlorure est en poudre et si la quantité d'eau est grande, il s'en perd très-peu : on voit alors apparaître à la surface de l'eau des gouttes d'un liquide comme oléagineux, et qui, se rassemblant bientôt au fond du vase, finissent par disparaître. Ce nouveau produit est probablement un hydrate de chlorure de phosphore; c'est-à-dire, un composé de chlorure et d'eau. (*Mém. d'Arcueil*, tom. III, pag. 439.)

Enfin, le deuto-chlorure de phosphore se combine intimement avec l'ammoniaque; le composé triple qui en provient est blanc, insipide, fixe, insoluble dans l'eau et indécomposable par les alcalis.

Le deuto-chlorure est toujours un produit de l'art; on l'obtient en faisant arriver peu à peu du chlore sec dans une petite cornue contenant du phosphore également sec, jusqu'à ce que le chlore soit en excès, ou que le phosphore soit converti en une matière solide et blanche, qui est le deuto-chlorure dans son plus grand état de pureté.

M. Dulong en a déterminé la proportion des principes, en prenant une certaine quantité de phosphore, par exemple, 1 gramme, le projetant dans une cornue, faisant le vide dans celle-ci, la mettant en communication avec une cloche pleine de chlore gazeux, la pesant après l'opération, et comparant son poids à celui qu'elle avait étant pleine de chlore seulement, poids qui lui était connu exactement par une expérience antérieure : il a trouvé ainsi que le deuto-chlorure devait être formé de 100 de phosphore et de 549,1 de chlore. (3[e] vol. d'*Arcueil*, pag. 437.) M. Davy n'admet point ces résultats; il porte à 600 la quantité de chlore absorbé par 100 de phosphore. (*Annales de Chimie et de Physique*, tom. x, pag. 207.)

Proto-chlorure. — Ce chlorure, découvert par MM. Gay-Lussac et Thenard en 1808, est liquide, incolore, transparent, un peu plus pesant que l'eau, très-fumant et très-caustique; il rougit fortement la teinture de tournesol, mais il ne rougit pas le papier bien sec qui en est teint. Son degré d'ébullition est très-peu élevé. Mis en contact avec l'air, il y répand des vapeurs très-piquantes; l'eau le transforme tout-à-coup, avec dégagement de chaleur, en acide hydro-chlorique et en acide phosphoreux. L'ammoniaque en précipite tout à la fois du phosphore et du deuto-chlorure de phosphore ammoniacal. Il se comporte d'ailleurs avec l'oxigène, l'air, les métaux, à-peu-près comme le deuto-chlorure. Enfin, il peut dissoudre une certaine quantité de phosphore, et il acquiert alors la propriété de mettre le feu au papier joseph que l'on en imbibe et d'être troublé par l'eau : sans doute que, dans les deux cas, les phénomènes sont dus à l'excès de phosphore qui se dépose.

Le proto-chlorure s'obtient comme le deuto-chlorure, si ce n'est que l'on cesse de faire arriver du chlore sec dans la cornue bien sèche elle-même, aussitôt que la liqueur qui se produit commence à se troubler ou à laisser déposer du deuto-chlorure; après quoi, chauffant doucement la cornue, le proto-chlorure se volatilise et vient se rendre seul dans un récipient d'une forme convenable. On peut encore l'obtenir en combinant le deuto-chlorure avec une quantité convenable de phosphore. C'est même ce procédé que M. Davy préfère : sur 7 parties de chlorure, il prescrit d'ajouter une partie de phosphore.

Suivant M. Dulong, le proto-chlorure de phosphore est formé de 100 de phosphore et de 327,6 de chlore; il est parvenu à l'analyser en le mêlant avec de l'eau, et versant dans la liqueur un excès de nitrate d'argent. L'eau, dans cette opération, convertit, comme nous l'avons vu précédemment,

le chlorure de phosphore en acide phosphoreux et en acide hydro-chlorique; et celui-ci, en agissant sur l'oxide du sel, reproduit de l'eau, et forme un chlorure d'argent insoluble, dont la composition est parfaitement connue, et dont le poids indique la quantité de chlore que l'on cherche (1071): retranchant alors cette quantité de celle du chlorure soumis à l'analyse, l'on a pour différence la quantité de phosphore qu'il contient. (*Mém. d'Arcueil,* tom. III, pag. 419.) Au lieu de 327,6 de chlore, M. Davy admet que 100 de phosphore n'en exigent que 300 pour devenir proto-chlorure; de sorte que, d'après lui, le deuto-chlorure contiendrait pour la même quantité de phosphore deux fois autant de chlore que le proto-chlorure. (*Annales de Chimie et de Physique,* tom. x, pag. 207.)

Les chlorures de phosphore sont sans usages.

Quelques chimistes les regardent comme des acides qu'ils proposent d'appeler *chloro-phosphoreux, chloro-phosphorique;* cette opinion ne peut être soutenue au plus que pour le deuto-chlorure, car l'on a vu que le proto-chlorure n'avait ni la propriété de rougir le papier de tournesol, ni celle de se combiner avec les alcalis.

ARTICLE IV.

Des Combinaisons du Soufre avec les corps combustibles simples non métalliques.

187 *bis.* Le soufre est susceptible de combinaison, 1°. avec l'hydrogène; 2°. avec le carbone; 3°. avec le phosphore; 4°. avec le sélénium; 5°. avec le chlore; 6°. avec l'iode. Uni à l'hydrogène, il se combine de plus avec l'azote hydrogéné ou l'ammoniaque.

Les trois premiers composés ont été examinés précédemment (178, 179, 180 et 182 *bis*).

Le dernier le sera dans l'histoire des hydro-sulfures ou des hydro-sulfates (1202). Nous n'avons donc à étudier ici que le sulfure de sélénium, le sulfure de chlore et le sulfure d'iode.

Du Sulfure de Sélénium.

Le soufre et le sélénium se combinent en toutes proportions, de même que le sélénium et le phosphore. Le seul moyen d'obtenir un sulfure à un degré de combinaison déterminé, est de décomposer une solution d'acide sélénique par un courant de gaz hydrogène sulfuré. Lorsqu'on juge que tout l'acide est décomposé, on ajoute quelques gouttes d'acide hydro-chlorique à la liqueur qui a pris une couleur jaune de citron, et on la chauffe; par ce moyen, le sulfure qui était tenu en suspension intime se sépare et s'agglutine, en formant une masse cohérente, élastique et d'un jaune foncé.

Le sulfure ainsi obtenu contient, sur 100 parties de sélénium, 60,75 de soufre. Il est très-fusible; à 100°, il devient mou; à quelques degrés au-dessus, il se liquéfie complètement; à une température plus élevée encore, il bout; la partie distillée, après son refroidissement, est transparente, d'un jaune rouge et semblable à l'orpiment fondu. Chauffé dans l'air, le sulfure s'enflamme, et donne lieu à du gaz sulfureux et à du gaz oxide de sélénium; le soufre brûle le premier : aussi un mélange d'acide sélénique et de sulfure de sélénium se transforme-t-il, à une certaine température, en gaz sulfureux et en sélénium.

Il est très-soluble dans les dissolutions de potasse et de soude, ainsi que dans leurs hydro-sulfates; la liqueur, en se chargeant de sulfure, prend une couleur orange très-foncée, et le laisse déposer aussitôt qu'on la met en contact avec les acides.

L'acide nitrique est presque sans action sur le sulfure de

sélénium; l'eau régale ou l'acide hydro-chloro-nitrique en a une beaucoup plus grande: dans les deux cas, le sélénium et le soufre tendent à passer à l'état acide. (*Ann. de Chimie et de Physique*, t. IX, pag. 236.)

Du Sulfure de Chlore ou Chlorure de Soufre.

Lorsqu'on plonge, au moyen d'une petite coupelle, du soufre en vive combustion dans un flacon plein de chlore, il continue de brûler avec flamme; mais lorsqu'on met ces deux corps en contact à la température ordinaire, il y a seulement dégagement de chaleur, quoique l'absorption du gaz par le soufre soit assez rapide: dans les deux cas, il se forme du chlorure de soufre qui, de quelque manière qu'il soit fait, paraît être toujours identique.

Le chlorure de soufre, découvert par M. Thomson, et soumis par Amédée Berthollet à un grand nombre d'expériences (*Mém. d'Arcueil*, tom. I), est liquide, rouge-brun, très-volatil à la température ordinaire; son odeur est vive, piquante et très-désagréable; sa saveur est très-forte; il rougit fortement la teinture de tournesol; sa pesanteur spécifique, à 10°, est 1,7.

Chauffé dans une cornue, il entre promptement en ébullition et ne s'altère point. Mis en contact avec l'air, il répand des vapeurs très-épaisses. Un grand nombre de corps peuvent en opérer la décomposition.

En mêlant ensemble par l'agitation parties égales de chlorure de soufre et d'eau, il en résulte une ébullition très-vive et un grand dégagement de chaleur; il se dépose du soufre, et l'on obtient en dissolution de l'acide hydro-chlorique, de l'acide sulfureux et un peu d'acide sulfurique: l'eau est donc décomposée, et tandis que son hydrogène s'unit au chlore, son oxigène s'unit à la majeure partie du soufre.

Les mêmes phénomènes se présentent lorsqu'on met en contact l'éther ou l'alcool avec le chlorure de soufre : seulement ils sont plus marqués en raison de la volatilité de ces deux liqueurs ; la réaction est même telle, qu'à chaque fois qu'on laisse tomber une goutte de chlorure dans de l'alcool très-concentré, il se produit comme une sorte de décrépitation.

Si, au lieu de verser le chlorure de soufre dans de l'éther ou de l'alcool, on le verse dans de l'ammoniaque, de nouveaux phénomènes apparaissent : une vive ébullition a lieu; du soufre est précipité entraînant un peu d'alcali dans le cas où celui-ci est en excès, et il se forme tout à la fois un sulfite, un sulfate et un hydro-chlorate d'ammoniaque ; il se forme, en outre, d'épais tourbillons d'un beau rouge violacé. Les dissolutions de potasse et de soude concentrées nous offrent des phénomènes à-peu-près semblables.

Enfin, lorsqu'on verse le chlorure de soufre sur du mercure, la surface du métal se ternit, il se manifeste une chaleur très-vive, et bientôt, à la place du mercure et du chlorure de soufre, on ne trouve plus qu'une masse grise, pulvérulente, qui n'est autre chose qu'un mélange de sulfure et de chlorure de mercure.

Le chlorure de soufre n'existe point dans la nature : c'est en faisant passer du chlore sec à travers la fleur de soufre pur ou le soufre sublimé, qu'on se le procure. A cet effet, l'on prépare ce gaz comme nous l'avons dit précédemment (pag. 205), et on le fait rendre par un tube au fond d'une éprouvette dans laquelle on met le soufre; peu à peu la combinaison a lieu; l'expérience n'est achevée que lorsque tout le soufre a disparu, ce qui exige beaucoup de temps.

100 grammes de soufre produisent à-peu-près 300 grammes de chlorure de soufre.

Plusieurs chimistes le regardent comme un acide qu'ils

proposent d'appeler *chloro-sulfurique*, parce qu'il rougit la teinture et le papier de tournesol.

L'opinion contraire nous paraît plus fondée, parce que l'on peut attribuer le changement de couleur bleue à la formation subite d'une certaine quantité d'acide hydro-chlorique ou sulfureux, et que d'ailleurs le chlorure de soufre ne s'unit point avec les bases salifiables.

Sulfure d'Iode.

Le soufre s'unit facilement à l'iode, mais avec bien moins d'énergie que le phosphore. Une douce chaleur est nécessaire pour opérer la combinaison; le sulfure qui en résulte est rayonné et brillant comme celui d'antimoine. Il se décompose facilement : à peine l'expose-t-on à une température un peu plus élevée que celle à laquelle il se forme, que l'iode s'en sépare.

ARTICLE V.

Des Combinaisons du Sélénium avec les corps combustibles non métalliques.

187 *ter*. Le sélénium n'a encore été combiné, parmi tous ces corps, qu'avec l'hydrogène, le phosphore et le soufre. Les phosphure et sulfure de sélénium ont été examinés (184 *bis* et 187 *bis*). L'hydrogène sélénié étant acide, ne le sera que par la suite (445).

ARTICLE VI.

Des Combinaisons du Chlore avec les corps combustibles simples non métalliques.

188. Le chlore peut s'unir, 1°. avec le phosphore; 2°. avec le soufre; 3°. avec l'iode; 4°. avec l'azote; 5°. avec l'hydrogène; 6°. avec le cyanogène ou l'azote carboné;

7°. uni à l'hydrogène, c'est-à-dire à l'état d'acide hydro-chlorique, il se combine encore avec l'ammoniaque.

Parmi toutes ces combinaisons, les deux premières ont été examinées (187 et 187 *bis*) : la cinquième le sera sous le nom d'*acide hydro-chlorique* (455) ; la sixième, sous le nom d'*acide chloro-cyanique*, dans l'*histoire des matières animales* ; et la dernière, sous le nom d'*hydro-chlorate d'ammoniaque* (1202).

Nous ne devons donc étudier ici que les chlorures d'iode et d'azote.

Du Chlorure d'Iode.

L'iode absorbe rapidement le chlore à la température ordinaire, et forme, en produisant au moins 100° de chaleur, un composé déliquescent, dont quelques parties sont d'un jaune orangé clair, et d'autres d'un rouge orangé. Celles-ci contiennent moins de chlore et sont moins volatiles que les précédentes. Toutes sont déliquescentes. Mises en contact avec l'eau, elles la décomposent selon toute apparence, en donnant lieu, les premières, à de l'acide hydro-chlorique et à de l'acide iodique ; et les secondes, à de l'acide hydro-chlorique et à de l'acide iodique iodurć. C'est pourquoi, lorsqu'on ajoute de la potasse à la liqueur, l'on obtient, avec celles qui sont jaunes, de l'hydro-chlorate et de l'iodate alcalin seulement ; et avec celles qui sont rouges, ces deux sels, et, de plus, un précipité d'iode, pourvu que l'alcali soit versé peu à peu. Cependant, comme la dissolution du chlorure dans l'eau conserve la propriété de décolorer l'indigo dissous dans l'acide sulfurique, et que cette propriété annonce dans le composé la présence d'une certaine quantité de chlore, il paraîtrait que celui-ci ne passe complètement à l'état d'acide hydro-chlorique que par l'influence de l'alcali. (*Voyez*, pour plus de détails,

le *Mémoire* de M. Gay-Lussac, *Annales de Chimie*, tom. XCI, pag. 48.)

Chlorure d'Azote.

Le chlore ne fait que se mêler avec le gaz azote; mais il forme avec l'azote à l'état de gaz naissant un composé qui est doué de propriétés très-extraordinaires, et que M. Dulong découvrit en 1811. Nous le connaîtrons sous le nom de *chlorure d'azote*.

On l'obtient en dissolvant une partie d'un sel ammoniacal quelconque, par exemple, d'hydro-chlorate d'ammoniaque, dans 20 parties d'eau, et faisant passer à travers cette dissolution un excès de chlore. A cet effet, on prend un entonnoir dont l'extrémité, tirée à la lampe, n'a qu'une très-petite ouverture, et plonge dans une petite capsule pleine de mercure. On remplit presque entièrement cet entonnoir de la dissolution du sel ammoniacal; ensuite on y introduit un tube que l'on fait descendre jusqu'à peu de distance de la surface du mercure, et l'on verse par ce tube une dissolution concentrée d'hydro-chlorate de soude, jusqu'à ce qu'elle forme une couche d'environ 4 à 5 centimètres de hauteur. Cette couche, qui occupe la partie inférieure de l'entonnoir où le chlorure d'azote doit se rassembler, est destinée à soustraire ce composé au contact de la dissolution de sel ammoniac qui le décomposerait en partie. L'appareil étant ainsi disposé, on fait plonger dans l'entonnoir le tube par lequel arrive le chlore, mais de manière qu'il ne touche pas la solution d'hydro-chlorate de soude, et que le mouvement produit par l'arrivée des bulles ne mêle pas les deux dissolutions, qui ne sont séparées que par la différence de leur pesanteur spécifique. Le chlore est d'abord absorbé en grande partie par la solution de sel ammoniacal. Quelque temps après, cette dissolution se trouble; on voit s'y former de toutes parts de petites bulles de gaz, et bientôt en-

suite apparaissent de petites gouttes de chlorure d'azote qui se réunissent peu à peu et tombent au fond de l'entonnoir sur le mercure.

Quand on a obtenu une suffisante quantité de chlorure d'azote, on retire la capsule qui contient le mercure, et l'on reçoit ce chlorure d'azote dans une autre capsule vide ou pleine d'eau distillée.

Le chlorure d'azote ainsi obtenu est liquide et comme oléagineux ; sa couleur est fauve ; son odeur est très-piquante, insupportable, et analogue à celle du gaz acide chloroxi-carbonique. Sa saveur n'est point connue, mais elle est probablement très-forte. On n'a point encore déterminé sa pesanteur spécifique ; on sait seulement qu'elle est plus grande que celle de l'eau, car lorsqu'on verse du chlorure d'azote dans de l'eau, même chargée de sel, il la traverse et se rassemble au fond du vase.

Le chlorure d'azote est très-volatil ; mis en contact avec l'air à la température ordinaire, il s'y vaporise promptement et lui communique une odeur suffocante qui le rend presque irrespirable. Exposé à une chaleur d'environ 30°, le chlorure d'azote détonne tout-à-coup avec violence, en donnant lieu à un grand dégagement de calorique et de lumière ; dégagement qui provient probablement de ce que les deux élémens, par leur contact, se constituent dans des états opposés d'électricité, et de ce que les deux fluides s'unissent au moment de la décomposition (83). Les produits de cette décomposition ne peuvent être que du chlore et du gaz azote.

L'action du chlorure d'azote sur le phosphore est très-violente ; une détonnation semblable à la précédente a lieu au moindre contact de ces deux substances ; il ne faut même, pour cela, qu'une très-petite quantité de chlorure d'azote : aussi, lorsqu'on place du phosphore au fond de l'entonnoir où l'on prépare ce chlorure, la première goutte

presque imperceptible de chlorure d'azote qui tombe sur le phosphore détermine-t-elle la rupture de l'appareil. Cette détonnation cesse d'avoir lieu, d'après MM. Berzelius et Marcet, par l'addition d'une certaine quantité de carbure de soufre.

L'action du chlorure d'azote sur le soufre est moins grande que sur le phosphore. En effet, en plaçant un morceau de soufre dans l'entonnoir où l'on prépare le chlorure d'azote, les gouttes de chlorure d'azote s'y unissent à mesure qu'elles se forment, et donnent lieu à un composé triple de couleur brune, qui se décompose à mesure avec une effervescence continuelle, mais tranquille. Il paraît que le gaz qui se dégage alors est de l'azote, et qu'il se forme de l'acide hydro-chlorique et de l'acide sulfureux, comme lorsque le chlorure de soufre est décomposé par l'eau.

Le cuivre, et sans doute plusieurs autres métaux, décomposent le chlorure d'azote. Pour opérer cette décomposition, on place le chlorure d'azote, avec de la tournure de cuivre, dans un flacon plein d'eau distillée, et garni d'un tube dont l'extrémité s'engage sous une cloche pleine de mercure; le cuivre noircit d'abord, et bientôt l'eau distillée prend la couleur d'une dissolution de chlorure de cuivre; il ne se dégage que de l'azote pur qu'on recueille sous la cloche. En précipitant la dissolution de chlorure de cuivre par le nitrate d'argent, il est facile de déterminer la quantité de chlore qui entre dans la combinaison, et d'en faire une analyse exacte. C'est en voulant faire cette analyse que M. Dulong a été blessé une seconde fois par une détonnation qui montre combien on doit prendre de précautions dans toutes les expériences qu'on tente sur cette substance, et qui l'a empêché de connaître directement la proportion des élémens dont elle est composée.

Nous avons dit qu'à mesure que le chlorure d'azote se

formait dans la dissolution de sel ammoniacal, on voyait paraître en même temps dans cette dissolution une multitude de petites bulles : ces bulles sont produites par un gaz particulier qui paraît être du chlorure d'azote en vapeur, mêlé à du gaz azote. Ce gaz a une odeur très-forte, se décompose quelquefois spontanément dans l'air, en donnant lieu à une légère détonnation et à une vive lumière. On peut le recueillir en substituant à l'entonnoir un flacon de Wolf garni d'un tube plongeant sous une cloche pleine d'eau. Récemment recueilli, il détonne ordinairement, comme nous venons de le dire, à l'instant où l'on renverse la cloche; mais il perd bientôt cette propriété lorsqu'il reste en contact avec l'eau ; il la perd également sous la cloche à mercure : dans ce cas, le métal se convertit en chlorure, et il ne reste sous la cloche que de l'azote pur. Cette décomposition a lieu sans aucun changement dans le volume du gaz; ce qui semble prouver que le chlorure d'azote, à l'état de vapeur, a précisément le même volume que l'azote qu'il contient.

ARTICLE VII.

Des Combinaisons de l'Iode avec les corps combustibles simples non métalliques.

188 *bis*. L'iode est capable de se combiner, 1°. avec l'hydrogène; 2°. avec le phosphore; 3°. avec le soufre; 4°. avec le chlore; 5°. avec l'azote; 6°. uni à l'hydrogène, c'est-à-dire, à l'état d'acide hydriodique, il se combine en outre avec l'ammoniaque ou l'hydrogène azoté.

La première de ces combinaisons sera examinée à l'art. des *Hydracides*, sous le nom d'*acide hydriodique* (446); la deuxième, la troisième et la quatrième l'ont été précédemment (185, 187 *bis* et 188).

La dernière ne le sera que dans l'histoire des *Sels*,

sous le nom d'*hydriodate d'ammoniaque* (1202). Nous n'avons donc plus à nous occuper ici que de l'iodure d'azote.

De l'Iodure d'Azote.

L'affinité de l'iode pour l'azote est si faible, que ces deux corps ne peuvent s'unir qu'autant que l'azote est à l'état de gaz naissant. C'est pourquoi, lorsqu'on veut obtenir cet iodure, il faut mettre l'iode en contact avec un excès d'ammoniaque liquide, à la température ordinaire : alors une portion de l'ammoniaque (hydrogène azoté) se décompose à l'instant même; et de là résultent, d'une part, l'iodure qui se précipite en poudre noirâtre, et de l'autre, de l'hydriodate d'ammoniaque qui reste dissous. Au bout d'un quart d'heure, l'iodure peut être jeté sur un filtre et lavé.

L'iodure d'azote fulmine avec la plus grande force. Lorsqu'il est sec, la détonnation est spontanée; quand il est humide, elle n'a lieu que par une légère pression; dans l'obscurité, elle est toujours accompagnée d'un dégagement de lumière très-sensible, et dans tous les cas, elle est due à ce que l'azote et l'iode se séparent et se réduisent en gaz.

Puisque l'iodure d'azote, quand il est sec, se décompose spontanément, nombre de corps doivent en opérer la décomposition, même quand il est très-humide : c'est en effet ce qui a lieu. Les alcalis nous offrent surtout cette propriété à un degré marqué, à cause de leur action sur l'iode : par exemple, la potasse est à peine versée sur la poudre d'iodure, que déjà l'on voit l'azote se dégager sous forme de bulles : elle agit alors comme sur l'iode pur (484).

Suivant M. Colin, l'iodure d'azote est composé en poids de 5,8544 d'azote et de 156,21 d'iode, ou, ce qui revient

au même, de 1 volume d'azote et de 3 volumes d'iode. (*Annales de Chimie*, t. XCI, p. 262.)

ARTICLE VIII.

Des Combinaisons de l'Azote avec les autres corps combustibles non métalliques.

189. Les composés connus d'azote et des autres corps combustibles sont ceux qui résultent de sa combinaison, 1°. avec l'hydrogène; 2°. avec le carbone; 3°. avec le chlore; 4°. avec l'iode; 5°. avec le carbone et l'hydrogène; 6°. avec le carbone et le chlore.

La première de ces combinaisons sera examinée sous le nom d'*ammoniaque* (569); la deuxième, la troisième et la quatrième l'ont été sous les nos 182, 188 et 188 *bis*; il ne sera question de la cinquième et de la sixième que dans l'histoire des matières animales, sous les noms d'*acide hydro-cyanique* et d'*acide chloro-cyanique*.

CHAPITRE II.

DE LA COMBINAISON DES CORPS COMBUSTIBLES NON MÉTALLIQUES AVEC LES MÉTAUX.

Parmi les neuf corps combustibles non métalliques, il n'y a que le soufre, le phosphore, le sélénium, le chlore et l'iode qui semblent pouvoir se combiner avec presque tous les métaux. L'hydrogène ne se combine qu'avec le potassium, l'arsenic et le tellure; le carbone qu'avec le fer et tout au plus quelques autres; l'azote qu'avec le potassium et le sodium; et jusqu'à présent le fer et le platine sont les seuls métaux avec lesquels on ait formé des borures.

De la Combinaison de l'hydrogène avec le potassium.

Le potassium forme avec l'hydrogène deux composés bien distincts en admettant celui que M. Sémentini a décrit le premier : l'un est solide et doit prendre le nom d'*hydrure* ; l'autre est gazeux, et doit être appelé *gaz hydrogène potassié.* Le premier contient beaucoup moins d'hydrogène que le second.

De l'Hydrure de Potassium.

190. *Propriétés.* — L'hydrure de potassium est solide, gris et sans apparence métallique. Sa pesanteur spécifique n'est pas connue.

Exposé à la chaleur qu'on peut produire avec une lampe à esprit-de-vin, il se décompose promptement; tout l'hydrogène en est dégagé à l'état de gaz, et tout le potassium en est mis à nu. Mis en contact, à chaud, avec le mercure, il éprouve une décomposition plus prompte encore que par la chaleur seule; tout l'hydrogène en est également dégagé, et il se forme un amalgame de potassium : cette décomposition par le mercure peut même être produite à froid dans l'espace de quelques jours.

Il ne s'enflamme ni dans l'air, ni dans l'oxigène, à la température de 8°; il y brûle vivement à une température un peu élevée; il produit avec l'eau un peu plus d'une fois et un quart autant d'hydrogène que le potassium qu'il contient; et, s'il a en même temps le contact de l'eau et de l'air, il se détruit en s'enflammant à la manière du potassium.

État, Préparation, etc. — L'hydrure de potassium n'existe point dans la nature. Pour l'obtenir, on remplit de mercure une petite cloche de verre courbe; ensuite on y fait passer du gaz hydrogène, et on porte avec une tige de fer un petit fragment de potassium jusque dans la partie courbe

de la cloche ; alors on la chauffe peu à peu avec la lampe à esprit-de-vin, et on agite le métal avec la tige recourbée. Il ne faut pas trop élever la température, car la combinaison n'aurait pas lieu; d'une autre part, il faut l'élever assez pour qu'elle puisse se faire : on saisira facilement le degré de chaleur convenable par le moyen de quelques essais. L'expérience doit être continuée jusqu'à ce que le potassium refuse d'absorber du gaz.

L'hydrure de potassium est sans usages ; il a été découvert par MM. Gay-Lussac et Thenard. (*Recherches physico-chimiques*, t. 1, p. 176.)

Du Gaz hydrogène potassié.

191. D'après M. Sémentini, professeur de chimie à Naples, le gaz hydrogène potassié se forme toutes les fois qu'on traite l'hydrate de protoxide de potassium par le fer à une très-haute température (1208). On peut recueillir ce gaz sur le mercure. Il faut donc admettre que, dans cette opération, l'oxigène de l'eau et du protoxide se combine avec le fer, tandis que l'hydrogène se combine en partie avec le potassium. L'hydrogène potassié est sans couleur. Récemment fait, il s'enflamme par le contact du gaz oxigène ou de l'air, à la température ordinaire; mais, au bout d'un certain temps, par exemple, de quelques heures, il n'est plus doué de cette propriété, parce qu'il laisse déposer une certaine quantité de potassium, de même que l'hydrogène per-phosphoré laisse déposer une certaine quantité de phosphore. Dans tous les cas, il prend feu à l'aide de la chaleur, et forme de l'eau et du protoxide de potassium.

Des Combinaisons de l'Hydrogène avec l'Arsenic.

191 *bis*. De même qu'il existe deux composés d'hydrogène et de potassium, de même il existe deux com-

posés d'hydrogène et d'arsenic. L'un de ces composés est solide, et l'autre est gazeux. D'après cela, nous appellerons le premier *hydrure d'arsenic*, et le second *hydrogène arseniqué*.

De l'Hydrure d'Arsenic.

192. *Propriétés.*—L'hydrure d'arsenic est solide, brun-rougeâtre, terne, sans odeur, sans saveur. On ignore quelle est sa pesanteur spécifique.

L'hydrure d'arsenic ne se décompose pas à une chaleur voisine de la chaleur rouge-cerise; c'est ce que l'on prouve en le calcinant avec la lampe à esprit-de-vin, dans une petite cloche de verre courbe, pleine de mercure et de gaz azote. L'expérience étant faite, on voit que l'hydrure n'a point changé de couleur, et qu'il ne s'est pas dégagé de gaz. Il est très-probable que, par l'action d'une plus forte chaleur, cet hydrure éprouverait une décomposition complète. L'hydrure d'arsenic n'a aucune action sur le gaz oxigène, à la température ordinaire. A une température élevée, il l'absorbe, et il en résulte de l'eau, du deutoxide d'arsenic, et un dégagement de calorique et de lumière. Remplissez de mercure une petite cloche courbe; faites-y passer du gaz oxigène, et portez jusque dans la partie courbe de cette cloche une certaine quantité d'hydrure, avec des pinces dont les extrémités sont terminées en forme de cuiller (pl. XII fig. 6); enfin chauffez l'hydrure avec la lampe à esprit-de-vin, et bientôt il s'enflammera.

L'air n'agit sur l'hydrure d'arsenic que par le gaz oxigène qu'il contient; ainsi cette action doit être la même que la précédente, si ce n'est qu'elle est moins forte : on la constate de la même manière. L'action de l'hydrure d'arsenic sur les corps combustibles n'a point encore été examinée.

État, *Préparation*, *etc.* L'hydrure d'arsenic n'existe point dans la nature.

On peut obtenir de l'hydrure d'arsenic en faisant plonger dans l'eau les deux fils positif et négatif d'une pile en activité, et en adaptant un fragment d'arsenic à l'extrémité du fil négatif. Les deux principes constituans de l'eau seront séparés; l'oxigène sera porté à l'extrémité du fil positif, et l'hydrogène, se rendant à l'extrémité du fil négatif, se combinera avec l'arsenic; on verra peu à peu se former des flocons qui ne seront autre chose que l'hydrure de ce métal.

L'hydrure d'arsenic s'obtient également, soit en traitant un alliage d'arsenic et de potassium par l'eau (284), soit en conservant l'hydrogène arseniqué dans des flacons dont le col plonge dans ce liquide (193), soit enfin en faisant passer peu à peu du chlore dans du gaz hydrogène arseniqué (193).

Cet hydrure, qui est sans usages, et dont on n'a point encore bien déterminé la proportion des principes constituans, a été découvert par MM. Davy, Gay-Lussac et Thenard. (*Recherches physico-chimiques*, t. 1, p. 232.)

De l'Hydrogène arseniqué.

193. *Propriétés.* — L'hydrogène arseniqué, examiné successivement par Schéele, Proust, Trommsdorf, surtout par Stromeyer, etc. (*Journal de Physique*, t. LXIX, p. 147), est un gaz sans couleur, dont l'odeur est nauséabonde, et dont la pesanteur spécifique est de 0,529, d'après Trommsdorf, et de 0,5552, d'après M. Davy. Son action sur l'économie animale est des plus délétères : la mort de Gehlen ne le prouve que trop. Ayant respiré une très-petite quantité de ce gaz en s'occupant avec M. Ruhland, au mois de juillet 1815, de recherches sur l'action réciproque de l'arsenic et de la potasse, il eut,

au bout d'une heure, des vomissemens continuels accompagnés de frissons et d'une grande faiblesse. Ces symptômes alarmans, loin d'aller en diminuant, ne firent que s'accroître ; rien ne put les calmer, et le malheureux Gehlen expira le neuvième jour, au milieu de souffrances insupportables. (*Ann. de Chimie*, t. xcv, p. 110.)

L'hydrogène arseniqué ne se décompose pas à la température ordinaire ; il est probable que si on l'exposait à une haute température, en le faisant passer, au moyen de deux vessies, à travers un tube incandescent (pl. xxiii, fig. 3), l'on en opérerait la décomposition, de telle sorte qu'il en résulterait de l'hydrure d'arsenic et du gaz hydrogène retenant peut-être encore de l'arsenic ; car, par une série d'étincelles électriques, il paraît qu'on parvient à le transformer en ces deux sortes de produits.

Soumis à l'action d'un froid d'environ 30°, et sous la pression atmosphérique, il se liquéfie, suivant les expériences de M. Stromeyer.

L'hydrogène arseniqué n'a d'action sur le gaz oxigène bien sec qu'à l'aide de la chaleur ; il est alors décomposé par ce gaz, et il se forme de l'eau et de l'hydrure d'arsenic, ou bien de l'eau et de l'oxide d'arsenic, selon que la quantité de gaz oxigène est plus ou moins grande. Dans tous les cas, il y a dégagement de calorique et de lumière. L'expérience peut être faite dans l'eudiomètre, sur l'eau ou sur le mercure ; il faut employer environ deux fois autant de gaz oxigène que d'hydrogène arseniqué en volume pour que la combustion soit complète.

Introduit dans un vase de demi-litre et enflammé avec une bougie, ce mélange détonne avec beaucoup de force. Si, dans cette expérience, la quantité d'oxigène était trop grande, la combustion n'aurait pas lieu, surtout dans l'eudiomètre de Volta.

L'air atmosphérique exerce sur le gaz hydrogène arse-

niqué la même action que le gaz oxigène, excepté qu'il ne brûle que très-difficilement l'arsenic, et que le plus souvent celui-ci, restant uni à de l'hydrogène, passe seulement à l'état d'hydrure. On peut en acquérir la preuve en remplissant de gaz hydrogène arseniqué une cloche pleine d'eau ou de mercure, la renversant et y plongeant une bougie allumée; le gaz brûlera couche par couche, et déposera sur les parois de la cloche un enduit brun, qui n'est probablement que de l'hydrure d'arsenic.

L'eau récemment distillée n'agit en aucune manière sur l'hydrogène arseniqué; il n'en est pas de même de celle qui tient de l'oxigène en dissolution; elle s'empare peu à peu d'une partie de l'hydrogène du gaz, et le ramène à l'état d'hydrure. Voilà pourquoi les flacons pleins de gaz hydrogène arseniqué se couvrent en quelques jours d'un enduit brun-marron brillant, lorsqu'on les renverse et qu'on tient leurs cols ouverts ou mal fermés dans l'eau. C'est aussi pour cette raison que le gaz hydrogène arseniqué sec, qui n'est point altéré par l'oxigène et l'air également secs, l'est avec le temps par ces gaz humides : la vapeur, en se précipitant par les variations de température, entraîne de l'oxigène qui, liquéfié par l'eau, ne tarde point à décomposer une petite partie du gaz arseniqué.

Lorsqu'on introduit du soufre avec l'hydrogène arseniqué dans une petite cloche courbe sur le mercure, et qu'on la chauffe avec la lampe à esprit-de-vin, bientôt l'hydrogène arseniqué est décomposé; il résulte de cette décomposition du sulfure d'arsenic solide et du gaz hydrogène sulfuré.

Le potassium, le sodium, l'étain, mis en contact, comme le soufre, avec l'hydrogène arseniqué dans une petite cloche courbe, opèrent aussi la décomposition de ce gaz; ils en absorbent l'arsenic et en dégagent l'hydrogène. Cependant les deux premiers retiendraient une portion de celui-ci,

s'ils étaient en excès, et si la température n'était point suffisamment élevée.

Mais de tous les corps, celui qui a le plus d'action sur ce gaz est le chlore. En effet, chaque bulle de chlore que l'on fait passer dans une éprouvette en partie pleine d'hydrogène arseniqué, donne lieu à une inflammation subite, à de l'acide hydro-chlorique, et à un dépôt d'hydrure d'arsenic qui apparaît sous forme de vapeurs brunes et épaisses.

Etat, Préparation. — Le gaz hydrogène arseniqué est toujours un produit de l'art; on l'obtient en fondant ensemble, dans un creuset couvert, un mélange de 3 parties d'étain en grenaille et d'une partie d'arsenic en poudre, et en traitant l'alliage qui en résulte par de l'acide hydro-chlorique liquide et concentré.

Cette expérience se fait dans une fiole; on y introduit une certaine quantité d'alliage d'étain et d'arsenic pulvérisé; on y verse ensuite quatre à cinq fois autant d'acide hydro-chlorique que d'alliage, puis on adapte au col de la fiole un tube recourbé; on place cette fiole sur un petit fourneau, et on la chauffe peu à peu (pl. XX, fig. 2). Bientôt le gaz hydrogène arseniqué se dégage; on le recueille sur l'eau ou sur le mercure; il se forme en même temps de l'hydro-chlorate de protoxide d'étain qui reste dans la liqueur : d'où l'on voit que, dans cette opération, l'eau qui tient en dissolution l'acide hydro-chlorique est décomposée; que, d'une part, son hydrogène se combine avec l'arsenic, et que, de l'autre, son oxigène s'unit à l'étain et à l'acide hydro-chlorique. On ne peut point combiner directement l'hydrogène avec l'arsenic.

Composition. — Cent parties de gaz hydrogène arseniqué en volume contiennent au moins 140 parties de gaz hydrogène; on le prouve en chauffant le gaz hydrogène arseniqué avec l'étain. A cet effet, on remplit une petite

cloche courbe de mercure; on y fait passer 100 parties de gaz hydrogène arseniqué; ensuite on porte un excès d'étain jusque dans la partie courbe de cette cloche, et on la chauffe presque jusqu'au rouge, avec la lampe à esprit-de-vin, pendant une demi-heure; puis on mesure le gaz restant. En admettant ce résultat et en supposant que la densité du gaz hydrogène arseniqué, donnée précédemment, soit exacte, il s'ensuivrait que ce gaz est composé de 100 d'arsenic et de 28,68 d'hydrogène en poids. Cette quantité d'hydrogène est certainement beaucoup trop forte, ce qui tient sans doute à ce que la densité du gaz arseniqué est plus grande que celle que nous avons rapportée.

Aussi M. Stromeyer, en analysant ce gaz par l'acide nitrique, et déterminant directement par ce moyen la quantité d'arsenic qu'il contient, l'a trouvé formé de 10,89 d'arsenic et de 1,24 d'hydrogène.

Le gaz hydrogène arseniqué est sans usages.

Du Gaz hydrogène telluré, et de l'Hydrure de tellure.

194. Le gaz hydrogène telluré a une odeur presque analogue à celle du gaz hydrogène sulfuré; il est incolore; on ne connaît pas sa pesanteur spécifique.

Mis en contact avec le gaz oxigène ou l'air et un corps en combustion, il s'enflamme. Il est soluble dans l'eau. Exposé en solution dans ce liquide au contact de l'air, il cède une portion de son hydrogène à l'oxigène de celui-ci, et passe à l'état d'hydrure, qui colore la liqueur en pourpre, et finit par se déposer sous forme de poudre brune. Probablement qu'à une haute température il se décomposerait sans la présence d'aucun corps, et qu'à plus forte raison la plupart des métaux en opéreraient la décomposition au degré de la chaleur rouge.

Le chlore et le soufre doivent agir sur lui comme sur le gaz hydrogène arseniqué. Il a la propriété de s'unir aux

bases salifiables et de les neutraliser jusqu'à un certain point, en sorte qu'on peut le regarder comme un faible acide métallique.

Etat, Préparation, *etc.* — Le gaz hydrogène telluré n'existe point dans la nature; on l'obtient en traitant successivement par l'eau et par l'acide hydro-chlorique un alliage de potassium et de tellure; il se forme d'abord, par la décomposition de l'eau, une combinaison d'hydrogène telluré et de protoxide de potassium, qui reste en dissolution dans la liqueur; ensuite l'acide hydro-chlorique s'empare du protoxide, et met en liberté l'hydrogène telluré, qui se dégage avec effervescence. Cette expérience peut être faite dans une éprouvette pleine de mercure. La liqueur, avant l'addition de l'acide, est ordinairement d'un pourpre très-foncé.

Peut-être parviendrait-on à produire le gaz hydrogène telluré de la même manière que le gaz hydrogène arseniqué, c'est-à-dire, en traitant un alliage de tellure et d'étain par l'acide hydro-chlorique (193) : jusqu'à présent l'on n'a point fait d'expériences à cet égard.

Hydrure de tellure.—Quant à l'hydrure de tellure, il se prépare en adaptant à l'extrémité du fil négatif de la pile un fragment de tellure, et le plongeant dans l'eau, où se rend d'ailleurs l'extrémité du fil positif. A mesure que l'eau se décompose, l'hydrogène porté à l'extrémité du fil négatif se combine tout entier avec le tellure, et produit une poudre brune qui n'est autre chose que l'hydrure lui-même. On n'a point encore déterminé la proportion des principes constituans de l'hydrure de tellure. Il est sans usages, de même que l'hydrogène telluré.

L'hydrure a été découvert par Ritter, et l'hydrogène telluré par M. Davy. (*Elémens de Chimie philosophique*, tom. II, art. *Tellure.*)

Des Borures de Fer et de Platine.

194 *bis.* On ne connaît presqu'aucune des propriétés des borures ; on sait seulement, d'après M. Descostils (*Recherches physico-chimiques*, tom. 1, pag. 306), qu'ils sont solides, cassans, insipides, inodores ; qu'on les forme en calcinant fortement dans un creuset brasqué (voyez *Creuset brasqué, Description des Appareils*) un mélange de charbon, d'acide borique et de limaille de fer ou de platine, épaissi par l'huile grasse ; que dans cette opération l'oxigène de l'acide borique s'unissant avec le charbon, produit du gaz oxide de carbone qui se dégage ; et que le bore, se combinant avec le fer ou le platine, forme un borure qui entre en fusion, et donne lieu à un culot d'apparence métallique.

De la Combinaison du Carbone avec le Fer.

195. Le carbone se combine en des proportions très-différentes avec le fer : de là résultent l'acier, la plombagine ou la mine à crayon, peut-être la fonte ou fer de gueuse, et peut-être encore d'autres composés peu examinés jusqu'ici. L'acier contient depuis un millième jusqu'à vingt millièmes de son poids de charbon ; le meilleur en contient sept à huit millièmes. La plombagine ou la mine à crayon est formée de 4 à 6 parties de fer et de 96 à 94 parties de charbon. Les autres composés contiennent plus de charbon que l'acier, et moins que la plombagine. Nous n'exposerons maintenant que les propriétés de l'acier et de la plombagine, et nous ne traiterons de la fonte qu'à l'époque où nous parlerons de l'extraction du fer (*a*).

(*a*) On distingue deux espèces de fonte : la fonte grise et la fonte blanche.

De l'Acier ou du Proto-Carbure de fer.

196. *Propriétés.* — L'acier est solide, très-brillant, susceptible d'un beau poli, très-ductile et très-malléable, sans saveur et sans odeur. Son tissu est grenu et ses grains fins et serrés. Sa pesanteur spécifique est un peu moindre que celle du fer.

Lorsqu'on expose l'acier à l'action d'une chaleur rouge, et qu'on le fait refroidir peu à peu, ses propriétés physiques restent les mêmes. Mais lorsqu'on le fait refroidir subitement, il en acquiert de nouvelles : il devient très-élastique, plus dur, moins dense, moins ductile et moins malléable qu'il n'était; souvent même il devient cassant; son tissu est toujours plus fin et plus serré qu'auparavant : on dit alors de l'acier qu'il est *trempé*, parce que c'est en le plongeant ou en le trempant dans un liquide qu'on lui communique ces diverses propriétés. L'expérience prouve qu'on le trempe d'autant plus qu'on lui fait subir un changement de température plus grand et plus prompt.

Toutes deux s'obtiennent en traitant à une haute température les oxides de fer naturels par le charbon (1224).

La moyenne de cinq analyses de fonte grise, faites par divers chimistes, est de : fer, 93,79; charbon, 2,76; laitier, ou oxide de fer combiné avec la silice, la chaux et autres matières étrangères au fer, 2,21; manganèse, 0,64; cuivre, 0,08; phosphore, 0,21; soufre, des traces.

La moyenne de trois analyses de fonte blanche est de : fer, 96,27; charbon, 0,66; laitier, 1,48; manganèse, 1,52; cuivre, 0,05.

Le manganèse, le cuivre, le phosphore et le soufre, proviennent des minérais de fer qu'on emploie, et qui contiennent presque toujours un peu d'oxide de manganèse, un peu de phosphate de fer, de sulfures de fer et de cuivre. Ils ne sont point essentiels à la composition de la fonte proprement dite, qui pourrait ne contenir que du fer, du charbon et du laitier; ils n'en font que modifier les propriétés. Par exemple, il paraît que c'est le manganèse qui rend la fonte blanche. A la vérité, la fonte grise devient blanche lorsqu'après l'avoir fondue on la refroidit promptement; mais elle redevient grise en la fondant de nouveau et la faisant refroidir lentement. Il n'en est pas de même de la fonte naturellement blanche.

Il est tout aussi facile de détremper l'acier que de le tremper ; il suffit pour cela de le chauffer jusqu'au rouge et de le laisser refroidir lentement : il reprend ainsi ses propriétés primitives, en sorte qu'on peut ensuite le tremper de nouveau et le détremper encore, etc. L'acier est le seul métal qui puisse se tremper ou se durcir par un refroidissement subit : ni le cuivre, ni l'argent, ni l'or, ni aucun des autres métaux sous un état quelconque, ne paraissent posséder cette propriété. Le fer lui-même ne la possède pas, et ce qu'il y a de plus extraordinaire, c'est qu'il ne l'acquiert qu'autant qu'on le combine avec une petite quantité de carbone.

Que se passe-t-il dans la trempe de l'acier ? Pour s'en faire une idée, il faut d'abord observer que, dans un corps qui se refroidit lentement, les molécules se placent partout sensiblement à la même distance les unes des autres ; mais que, dans un corps qui se refroidit subitement, le contraire peut avoir lieu. Prenons pour exemple les larmes bataviques qu'on obtient en laissant tomber dans l'eau froide des gouttes de verre fondu. La couche extérieure, devenant tout-à-coup solide au moment où les parties intérieures sont encore incandescentes, il en résulte qu'après le refroidissement, celles-ci sont forcées d'occuper un espace égal à celui qu'elles occupaient au degré de la chaleur rouge ; elles sont maintenues à la distance qui les sépare alors par cette couche extérieure, à laquelle elles adhèrent. Cette couche les met dans un état de tension, ou, si l'on veut, dans le même état que les fibres d'une corde tendue. C'est pourquoi, lorsqu'on rompt la queue de la larme, les parties intérieures dont elle est composée se détendent, se précipitent les unes vers les autres, s'entre-choquent et se réduisent en poudre avec bruit. Or, l'on peut comparer l'état de l'acier trempé à celui de la larme batavique ; il ne doit y avoir de différence que dans le degré de tension ; car, dans la trempe,

c'est aussi la couche extérieure qui, se trouvant saisie par le froid, s'oppose à tout le retrait qu'éprouveraient les parties intérieures par un refroidissement lent. L'acier doit donc les propriétés qu'il possède, sa dureté, sa fragilité, son élasticité, à l'état de tension où se trouvent ses particules (*a*).

On pourrait demander actuellement pourquoi les autres métaux, en général, ne peuvent pas être trempés; pourquoi le fer lui-même, privé de charbon, n'a pas cette propriété; mais nous avouerons que jusqu'à présent il est difficile, pour ne pas dire impossible, de répondre à cette question, d'autant plus que nous savons depuis peu, d'après les expériences de M. d'Arcet, qu'en plongeant dans l'eau froide un alliage incandescent de 80 de cuivre et de 20 d'étain, on l'obtient très-ductile, tandis que, refroidi lentement, il est cassant.

Le tableau suivant offre les divers degrés de chaleur auxquels on peut élever l'acier pour le tremper, le nom des divers corps dans lesquels on peut le plonger, et les degrés de trempe qui en résultent.

(*a*) Le degré de tension des larmes bataviques est toujours plus grand que celui de l'acier; cette différence de tension paraît provenir principalement de ce que le verre étant mauvais conducteur du calorique, il est froid extérieurement lorsqu'il n'a point encore éprouvé de refroidissement intérieur, au lieu qu'il n'en est pas de même pour l'acier. Cependant on parvient à tremper l'acier assez fortement pour le rendre capable de se rompre avec bruit : c'est une observation qu'on a eu occasion de faire sur quelques coins dont on se sert pour frapper les monnaies; et c'est ce qu'éprouveraient sans doute un grand nombre de ces coins si on les chauffait fortement, et si on les plongeait dans un bain de mercure à — 10 à 12°.

Rouge-brun.	Eau..........	Trempe très-dure lorsque l'eau est froide et que l'acier est rouge-blanc.
Rouge-cerise.		
Rouge vif.	Mercure.....	Trempe plus dure que par l'eau.
Rouge-rose.	Plomb.......	
Rouge-blanc.	Étain........	
	Bismuth......	
	Presque tous les acides.....	
	Huile de lin...	Trempe moins dure que par l'eau.
	d'olive..	
	Suif, cire....	
	Résine.......	

C'est ordinairement l'eau qu'on emploie pour tremper l'acier : à cet effet, après avoir fait rougir au feu la pièce d'acier, on la plonge dans ce liquide, et on l'y agite. Quelquefois on lui donne directement la trempe que l'on desire en lui faisant éprouver un refroidissement convenable ; mais le plus souvent, au contraire, on lui donne une trempe trop forte, et on la ramène à celle qu'elle doit avoir en la faisant *recuire*, c'est-à-dire, en la chauffant jusqu'à un certain degré, et la laissant refroidir dans l'air : plus on la chauffe, et plus elle perd de sa dureté.

L'acier ayant été trempé très-dur, veut-on le ramener au degré de dureté des rasoirs, des canifs, etc., on le chauffe sur des charbons incandescens jusqu'à ce qu'il prenne une couleur paille. Veut-on lui donner la dureté des ciseaux, des couteaux, on le chauffe jusqu'à la couleur brune. Veut-on lui donner celle des ressorts de montre, on le chauffe jusqu'à ce qu'il prenne une couleur bleue. Enfin, veut-on lui donner celle des ressorts de voiture, on le chauffe jusqu'au rouge-brun. On peut encore opérer les trois premiers recuits en couvrant l'acier d'une légère couche de suif, et le chauffant, pour le premier recuit, jusqu'à ce que le suif répande une légère fumée ; pour le second, jusqu'à ce que cette fumée soit plus abondante et un peu colorée ; enfin,

pour le troisième, jusqu'à ce que le suif soit sur le point de s'enflammer.

Il est quelquefois nécessaire, dans l'opération de la trempe, de prévenir l'oxidation de certaines pièces en acier: alors, pour les tremper, on les fait chauffer dans du plomb élevé au degré de chaleur convenable, et on les plonge dans un corps qui ne soit pas capable de les oxider (*a*).

L'acier est presque aussi difficile à fondre que le fer : aussi ne peut-on le fondre que dans un excellent creuset et dans une bonne forge. Son action sur l'aimant est la même que celle du fer ; toutes les aiguilles aimantées sont même en acier, parce que celui-ci conserve bien plus long-temps la vertu magnétique que le fer proprement dit.

L'acier se comporte sensiblement comme le fer avec le gaz oxigène et avec l'air, à toutes sortes de températures. Il n'y a d'autre différence à cet égard qu'en ce que, dans la combustion rapide de l'acier, il peut se former un peu de gaz acide carbonique, outre une grande quantité d'oxide de fer.

L'acier agit aussi à-peu-près de la même manière que le fer sur les corps combustibles : par exemple, en le mettant en contact avec le chlore, en le faisant chauffer avec le phosphore, le soufre, l'iode, on obtient des chlorure, phosphure, sulfure, iodure de fer : il est probable cependant qu'il se forme en outre une petite quantité de percarbure de fer. Ce composé se forme surtout dans le traitement de l'acier par les acides qui peuvent attaquer celui-ci. C'est pourquoi, lorsqu'on met une goutte d'acide nitrique

---

(*a*) On ferait plus sûrement l'opération du recuit au moyen d'un alliage très-fusible, parce qu'il serait possible de connaître la température nécessaire pour cette opération. L'alliage qu'on obtient en combinant 8 parties de bismuth, 5 de plomb et 3 d'étain, et qui est fusible dans l'eau bouillante, satisferait à toutes les conditions. On l'empêcherait de s'oxider en jetant de temps en temps de la résine sur le bain.

sur l'acier, elle y produit une tache noire : l'on se sert même de ce moyen pour distinguer l'acier du fer ; mais on y parvient bien plus sûrement par la trempe.

197. *Etat naturel, Préparation.* — L'acier n'a point été trouvé jusqu'à présent dans le sein de la terre ; c'est toujours un produit de l'art.

Il y a trois principales espèces d'acier : 1°. l'acier naturel, de forge ou de fonte, appelé aussi *acier d'Allemagne* ; 2°. l'acier de cémentation ; 3°. l'acier fondu.

Acier naturel. — Cet acier se fait ordinairement avec de la fonte grise, parce qu'elle es de meilleure qualité que la fonte blanche, et qu'elle contient à-peu-près la quantité de carbone nécessaire.

Le procédé que l'on emploie pour transformer la fonte en acier ressemble beaucoup à celui par lequel on la convertit en fer. En effet, l'on se sert de creusets qui ont environ 45 à 50 centimètres de profondeur, et 60 à 70 centimètres de côté ; l'on remplit ces creusets d'un mélange de charbon pulvérisé et d'une petite quantité d'argile détrempée ; l'on comprime fortement ce mélange, et l'on pratique dans la masse cohérente ou brasque qui en résulte, une cavité d'environ 30 à 35 centimètres de profondeur, et de 40 à 50 centimètres de côté. C'est dans cette cavité que doivent être placés les fragmens de fonte, avec assez de charbon pour la remplir : tout étant disposé de cette manière, l'on allume le charbon que l'on remplace à mesure qu'il se consume, et l'on dirige dessus le vent d'un soufflet, en ayant soin que la tuyère soit presque horizontale, et que la fonte soit constamment recouverte d'une couche de scories de quelques centimètres d'épaisseur. Lorsqu'elle commence à devenir pâteuse, ce qui a lieu au bout de huit à neuf heures, un ouvrier l'enlève par portion qu'il présente au vent de la tuyère pour la priver d'un petit excès de carbone qu'elle pourrait contenir ; puis

il la porte à mesure sous le marteau pour la forger et achever de la convertir en acier. Il paraît que, dans cette opération, outre l'acier, il se forme, par l'action que l'air exerce sur la fonte, du gaz oxide de carbone qui se dégage, et un composé de silice, de chaux et d'oxide de fer, d'où résultent les scories qui se rassemblent à la surface. Tels sont, en effet, les corps qui doivent se produire, en supposant que la fonte soit un composé de silice, de chaux, d'oxide de fer, de charbon et de fer.

L'acier naturel peut être obtenu encore en traitant directement l'oxide de fer par le charbon. On reviendra sur cette méthode en traitant de l'exploitation des mines de fer.

Acier de cémentation. — L'acier de cémentation se fabrique dans des caisses en tôle, en fonte de fer, en terre à creusets, en grès ou en brique : les caisses en brique sont les plus commodes et les plus économiques.

Pour faire l'opération, on dispose les caisses dans un fourneau particulier destiné à cet usage ; on y met d'abord une couche de cément (*a*) d'environ 23 millimètres d'épaisseur, ensuite un lit de barres de fer (*b*) éloignées d'environ 5 millimètres l'une de l'autre, et distantes de 16 à 18 millimètres des parois de la caisse à leurs extrémités ; puis une couche de cément de 12 à 13 millimètres d'épaisseur, puis un lit de barres de fer, etc., jusqu'à ce que la caisse soit presque remplie. Alors ces divers lits sont recouverts de sable légèrement humecté. D'ailleurs, l'on a

(*a*) Le cément que l'on emploie le plus ordinairement est formé d'un mélange de charbon pulvérisé, de suie, de cendre et de sel marin. Le charbon animal passe pour être meilleur que le charbon végétal.

(*b*) On ne doit employer que deux espèces de barres de fer pour fabriquer l'acier de cémentation : 1°. le fer doux et mou, qui est le fer pur ; 2°. le fer doux et dur qui contient déjà du carbone, et qui, par cette raison, doit être moins long-temps que l'autre en contact avec le cément. L'épaisseur des barreaux de fer peut être de 10 à 15 millimètres.

soin de laisser passer au dehors de cette caisse les extrémités de quelques barres de fer, destinées à servir d'éprouvettes, couvertes d'argile pour être à l'abri de l'action de l'air, et de même épaisseur que les autres barres. Lorsque les caisses sont remplies, on ferme l'ouverture du fourneau par laquelle les ouvriers étaient entrés pour le charger, et on allume le feu : il doit être assez fort pour porter la température de l'intérieur des caisses à 80 ou 90° du pyromètre; sa durée est de cinq à six jours. Lorsque l'on juge que l'opération est proche de sa fin, on retire les éprouvettes pour les examiner : si la combinaison s'est opérée jusqu'au centre, on laisse refroidir le fourneau et l'on retire des caisses les barres, qui sont ordinairement boursoufflées; sinon l'on continue le feu. Dans tous les cas, après l'opération, on les casse par leurs extrémités, et l'on met de côté celles qui ne sont pas suffisamment aciérées; on fait chauffer l'acier ainsi obtenu, appelé *acier poule*, et on le forge pour le verser dans le commerce.

Dans cette opération, le charbon se combine avec le fer en passant successivement des couches superficielles aux couches intérieures, en sorte que les premières contiennent toujours plus de charbon que les dernières (*a*).

Acier fondu. — Pour faire l'acier fondu, on prend des creusets de terre réfractaire d'environ 15 à 16 centimètres de diamètre, et de 30 à 35 centimètres de hauteur; on met dans chacun d'eux 12 à 13 kilogrammes de fragmens d'acier naturel ou de cémentation, que l'on recouvre d'un

(*a*) Il arrive quelquefois qu'il faut aciérer de grosses pièces de fer, telles que des cylindres. Elles sont chauffées pour cela de la même manière que les petites barres de fer au milieu d'un cément contenant du charbon. La *chauffe* doit être long-temps prolongée; plus elle l'est, et plus il y a de couches aciérées. Ordinairement on acière ces sortes de pièces jusqu'à 14 à 15 millimètres de profondeur. D'ailleurs, on les trempe, comme nous l'avons dit précédemment, en les faisant rougir et les mettant en contact avec l'eau.

flux composé de verre de bouteille olive pulvérisé et mêlé avec environ $\frac{1}{4}$ de chaux, ou simplement de poussier de charbon, de houille ou de bois (*a*); on les place ensuite dans un bon fourneau à vent, et on les chauffe fortement pendant six à sept heures. Ce temps suffit ordinairement pour fondre cette quantité d'acier; il est facile, au reste, de s'assurer que l'acier est fondu en trempant une tige de fer dans le creuset. Alors on retire le creuset du fourneau; on enlève le verre qui est à la surface de l'acier; on agite celui-ci avec une tige de fer, afin de le mêler, et on le coule avec précaution dans une lingotière. Cet acier est beaucoup plus homogène que les deux premiers.

L'acier fondu peut aussi être fait en chauffant dans un bon creuset, à un feu de forge, un mélange de 3 parties de fer, d'une partie de carbonate de chaux, et d'une partie d'argile cuite. Dans ce procédé, qui est dû à Clouet (*Journal des Mines*, tom. IX), l'acide carbonique du carbonate de chaux est décomposé, du moins en partie; ses élemens se combinent avec le fer, et de là résultent de l'acier qui se rassemble au fond du creuset, et de l'oxide de fer qui, se combinant avec la chaux et l'argile, se vitrifie et reste à la surface du bain.

Les trois espèces d'acier dont nous venons de parler n'ont pas les mêmes qualités. L'acier fondu est très-homogène, prend une grande dureté par la trempe, et est susceptible du poli le plus brillant; mais il ne se forge et ne se soude, soit avec lui-même, soit avec le fer, que difficilement (*b*).

L'acier naturel se forge et se soude, au contraire, avec

(*a*) Le flux a pour objet, en fondant, d'abriter l'acier du contact de l'air, et d'empêcher que l'oxigène de ce fluide ne s'empare du charbon qui entre dans sa composition.

(*b*) On ne parvient à souder cette espèce d'acier qu'en le chauffant peu à peu jusqu'à une chaude suante, c'est-à-dire, jusqu'à ce que sa surface commence à se ramollir : du moins, tel est le meilleur acier anglais.

une très-grande facilité ; mais il n'est point homogène dans toutes ses parties, car il contient souvent du fer à peine aciéré; il prend un poli beaucoup moins beau, et devient, par la trempe, beaucoup moins dur que l'acier fondu.

L'acier de cémentation possède des propriétés intermédiaires, c'est-à-dire, qu'il se forge et se soude moins facilement que l'acier naturel, et plus facilement que l'acier fondu, etc.

Analyse. — C'est à M. Vauquelin que nous devons le meilleur procédé que nous ayons pour déterminer la quantité de charbon contenu dans l'acier. Ce procédé consiste à mettre, à la température ordinaire, la limaille d'acier en contact avec de l'eau saturée d'acide sulfureux. L'action est lente, à la vérité, mais enfin le fer finit, dans l'espace de quelques jours, par se dissoudre entièrement, et le carbone par être mis en liberté. Le fer se trouve dans la liqueur, faisant partie du sulfite sulfuré qui se produit; quant au charbon, il se dépose sous forme de flocons très-légers; on le lave à plusieurs reprises avant de le sécher et de le peser.

M. Vauquelin s'est assuré d'ailleurs, dans ses recherches, que quand l'acier était bien préparé, il ne contenait que du fer, et qu'il ne renfermait jamais de manganèse, même lorsqu'il était fait avec des fontes *manganésiennes*.

Usages. — C'est avec l'acier que l'on fabrique les rasoirs, les canifs, les burins, les limes, les couteaux, les ciseaux, les cisailles, les aiguilles, les faux, les scies, les coins propres à frapper les monnaies, les armes blanches, telles que les épées, les sabres, etc.

La plupart des instrumens de chirurgie, et un grand nombre d'outils employés dans divers arts, dans ceux du charpentier, du menuisier, etc., etc., sont également fabriqués en acier.

On fait encore avec l'acier ce qu'on appelle des *étoffes* : c'est une réunion de lames minces d'acier de trempes différentes, ou bien de lames d'acier et de fer, disposées de manière qu'en leur faisant subir une torsion sur elles-mêmes, elles forment des lames qui portent des empreintes assez régulières : ces lames se nomment *damas*, parce que les premières ont été faites dans cette ville.

On ignore à quelle époque l'acier a été decouvert. (*Voy.*, pour plus de détails sur l'acier, la *Sidérotechnie* de M. Hassenfratz, tom. IV.)

De la Plombagine ou du Per-Carbure de fer.

198. *Propriétés.* — La plombagine est solide, d'un gris noirâtre, tendre et même onctueuse au toucher; elle laisse des traces noires sur les corps contre lesquels on la frotte; lorsqu'elle est pure, on la coupe facilement en lames minces avec le couteau; sa cassure est grasse et brillante; par le frottement, elle acquiert l'éclat d'un métal; elle n'a ni odeur ni saveur; sa pesanteur spécifique est de 2,08 à 2,26 : cette différence tient à ce que souvent elle contient de l'oxide de fer, du sulfure de fer, et de l'argile.

La plombagine est absolument infusible. Elle n'a aucune action sur le gaz oxigène à la température ordinaire; mais, à une température élevée, elle l'absorbe assez promptement, et il en résulte du gaz acide carbonique, de l'oxide de fer, un dégagement de calorique et de lumière. Faites passer un tube de porcelaine à travers un fourneau à réverbère; introduisez de la plombagine dans le tube, environ 4 à 5 grammes; adaptez une vessie pleine de gaz oxigène à l'une des extrémités de ce tube, et un tube recourbé propre à recueillir les gaz à l'autre extrémité; lorsque l'appareil sera ainsi disposé, portez le tube de porcelaine jusqu'à l'incandescence, comprimez légèrement la vessie, et vous

produirez à l'instant tous les phénomènes dont nous venons de parler, etc. (*Voy.* pl. XXIII, fig. 4.) L'action de la plombagine sur l'air n'est sensible qu'à une très-haute température; elle est si lente même alors, qu'on ne peut brûler que quelques grammes de plombagine dans l'espace de quelques heures. On peut s'en convaincre, soit en employant l'appareil que l'on vient de décrire, soit en exposant la plombagine dans un creuset au contact de l'atmosphère, soit enfin en l'exposant à la flamme du chalumeau. (Voyez *Description des planches*, et pl. II, fig. 5.) D'ailleurs, on obtient de l'oxide de fer et du gaz acide carbonique comme avec le gaz oxigène; mais le dégagement de calorique et de lumière doit être bien faible. L'eau ne dissout pas sensiblement de plombagine.

Etat. — La plombagine est tantôt en masses formées de lames, tantôt en masses informes dont la cassure est grenue : la première contient une grande quantité d'argile.

On trouve de la plombagine : en France, dans le département de l'Arriège, sous forme de grosses masses compactes; dans celui des Hautes-Alpes, etc.; — en Piémont, dans l'ancien département de la Stura, sous forme de petits filons; dans celui du Pô, en filons d'un mètre d'épaisseur; — en Espagne, dans les montagnes de l'Arragon, et dans le royaume de Grenade; — en Bavière; — en Norwège; — en Angleterre à Barrowdale, dans le Cumberland : celle-ci est en couches ou filons qui ont 3 mètres d'épaisseur. De toutes ces mines de plombagine, les plus estimées sont celles d'Angleterre et d'Espagne : il n'est pas rare d'y rencontrer des rognons de plombagine pure et d'un gros volume, au lieu que presque toutes les autres mines contiennent toujours de l'argile, et souvent de l'oxide et du sulfure de fer.

Extraction. — La plombagine s'extrait de la terre par des fouilles analogues à celles qu'on fait pour extraire les

autres mines; cette extraction se fait particulièrement en Angleterre; on rejette les morceaux qui sont trop impurs pour être livrés au commerce.

Il paraît que quand le fer reste long-temps en contact avec le carbone, à une très-haute température, il passe à l'état de plombagine; car on prétend qu'on trouve souvent une sorte de plombagine dans les cavités des hauts fourneaux, où le feu est des plus violens, et où l'on décompose l'oxide de fer par le charbon.

Quelques personnes sont portées à croire, d'après la remarque de M. Fabroni, que la plombagine se forme quelquefois au sein des eaux. Ce qu'il y a de certain, c'est que tous les mois on en retire de quelques puits creusés dans les états de Naples, et dont les eaux sont acidules. Comment se forme cette plombagine, si toutefois elle n'est point charriée par les eaux?

Composition. — La plombagine pure paraît être formée de 96 parties de carbone et de 4 de fer. C'est en la plaçant dans un tube de porcelaine chauffé jusqu'au rouge, faisant passer un courant de gaz oxigène à travers ce tube, estimant la quantité de gaz carbonique qui se forme et pésant le résidu, que l'on parvient directement à ce résultat. Le gaz carbonique donne la quantité de charbon, et le tritoxide de fer qui est produit, la quantité de fer (346 et 528).

Usages. — La plombagine est employée pour faire des crayons. A cet effet, tantôt on scie la masse de plombagine en parallélipipèdes, tantôt on fait avec ce carbure et de l'argile une pâte à laquelle on donne cette forme, et que l'on cuit; ensuite on introduit et on colle chaque parallépipède dans un cylindre de bois tendre, formé de deux parties qui se superposent, et dans l'une desquelles est creusée une rainure longitudinale qui reçoit la matière sciée ou moulée.

On s'en sert encore pour garantir le fer et la fonte de la

rouille, en la réduisant en poussière et l'appliquant à la surface de ces corps. Mêlée à la graisse, elle donne un excellent enduit pour diminuer les frottemens dans les moyeux, dans les machines à engrenage, etc.

Des Phosphures métalliques.

199. *Historique.* — Les phosphures, entrevus par Margraff, préparés pour la plupart et étudiés depuis par Pelletier, devraient être examinés de nouveau avec un grand soin, car leur histoire laisse beaucoup à désirer : l'on en jugera par ce que nous allons dire.

199 *bis.* Le phosphore n'a encore été combiné qu'avec vingt-un métaux, savoir : le sodium, le potassium, le manganèse, le zinc, le fer, l'étain, le cadmium, l'arsenic, le molybdène, le tunsgstène, l'antimoine, le cobalt, le titane, le bismuth, le cuivre, le nickel, le plomb, le mercure, l'argent, le platine et l'or. A la vérité, s'il n'a point été uni aux autres, c'est sans doute parce qu'ils sont difficiles à obtenir, tels que le rhodium, le palladium, etc.; ou irréductibles, tels que le silicium, etc.

200. *Composition.* — L'on pensait autrefois, d'après les expériences de Pelletier, qu'un métal ne donnait jamais lieu qu'à un seul phosphure; mais cette opinion est abandonnée aujourd'hui. Il est probable, en effet, que le même métal est capable de se combiner en plusieurs proportions avec le phosphore comme avec le soufre; il est probable même que les phosphures sont soumis dans leur composition aux mêmes lois que celles qui paraissent régir les sulfures, savoir : 1°. qu'il peut exister pour chaque métal autant de phosphures que d'oxides; 2°. que la quantité de phosphore d'un proto-phosphure est en rapport avec la quantité d'oxigène du protoxide correspondant; qu'il en est de même du deuto-phosphure par rapport au deutoxide, etc.; 3°. que

ces quantités sont telles, que le proto-phosphure contient sensiblement deux fois autant de phosphore que le protoxide contient d'oxigène, etc., ou du moins qu'un proto-phosphure serait exactement transformé en proto-phosphate neutre, un deuto-phosphure en deuto-phosphate neutre, si le métal passait à l'état de protoxide ou de deutoxide, et le phosphore à l'état d'acide phosphorique : du moins, voilà ce que M. Dulong a eu occasion de constater pour le proto-phosphure de cuivre. (*Mém. d'Arcueil,* tom. III, pag. 448; et *Ann. de Chimie et de Physique,* tom. II, pag. 141.)

201. *Propriétés.*—Tous les phosphures métalliques sont solides et inodores. Tous sont cassans; ils le sont même à tel point que souvent une très-petite quantité de phosphore rend aigre le métal le plus ductile : voilà pourquoi les mines de fer qui contiennent un peu de phosphate de fer donnent ordinairement du fer cassant à chaud. Tous sont insipides, excepté ceux de la deuxième section, dont les métaux ont la propriété de décomposer l'eau à la température de l'atmosphère, et de donner lieu à des oxides âcres et caustiques. La plupart ont le brillant métallique et sont cristallisables. On n'a pris jusqu'ici la pesanteur spécifique d'aucun d'entre eux avec exactitude.

202. Leur degré de fusion varie : ils sont beaucoup plus fusibles que le métal qu'ils contiennent, quand ce métal est difficile à fondre, et moins fusible, au contraire, quand il fond aisément.

Plusieurs se décomposent, en totalité ou en partie, à une haute température : que l'on introduise du phosphure d'or, par exemple, dans une cornue, et qu'on la chauffe jusqu'au rouge après y avoir adapté un tube à boule, il se sublimera bientôt une certaine quantité de phosphore qui se rendra en vapeur dans le tube et s'y solidifiera par le refroidissement. Le phosphure d'argent, et même celui de plomb, nous offrent le même phénomène.

203. L'action des phosphures sur le gaz oxigène et sur l'air n'a point encore été convenablement étudiée ; mais il est permis de présumer qu'il est très-peu de phosphures susceptibles d'altération bien sensible à froid, dans ces gaz secs, et que tous, au contraire, à une température élevée, peuvent s'y altérer d'une manière très-remarquable. En effet, à cette température, le phosphore doit absorber constamment le gaz oxigène, et il doit en être de même du métal, à moins qu'il ne soit que très-difficilement oxidable, comme le platine et l'or : encore se pourrait-il que la présence du phosphore lui communiquât cette propriété ; c'est ce qui paraît avoir lieu pour l'argent ; il en doit résulter un phosphate métallique lorsque le phosphore et le métal brûlent tout à la fois, et un mélange d'acide phosphorique et de métal lorsque le phosphore éprouve seul la combustion. Cependant, si la température était très-élevée, tout l'acide formé dans le second cas pourrait se volatiliser ; il arriverait même que quelques phosphates, qui se seraient formés dans le premier, à une basse température, se décomposeraient, c'est-à-dire, que l'acide phosphorique et l'oxigène s'en dégageraient, de manière que le métal serait mis à nu : tels seraient peut-être le phosphate d'argent et plusieurs autres phosphates dont les oxides sont réductibles par la chaleur. Dans tous les cas, il y aurait dégagement de calorique et de lumière, produit surtout par une portion de phosphore qui brûlerait à la surface du phosphure. D'ailleurs, il est facile de concevoir ce qui doit se passer dans cette opération : on voit évidemment que le gaz oxigène ayant une grande affinité pour le phosphore et le plus souvent pour le métal du phosphure, tend à se combiner avec ces deux corps ; qu'un certain degré de chaleur favorise cette combinaison, en ce qu'elle diminue la cohésion du phosphure, et qu'un degré de chaleur plus élevé tend à la détruire. Pour faire l'expérience,

l'on remplit de mercure une petite cloche de verre courbe; on y introduit d'abord du gaz oxigène; on porte ensuite du phosphure en poudre jusque dans la partie courbe de cette cloche, avec une pince dont les extrémités sont terminées en forme de cuiller, et on le chauffe avec la lampe à esprit-de-vin jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'absorption sensible. Si l'on ne pouvait produire de cette manière assez de chaleur pour brûler le phosphure, il faudrait faire l'expérience dans un tube de porcelaine : on établirait ce tube à travers un fourneau, on y mettrait le phosphure, on adapterait une vessie pleine de gaz oxigène à l'une de ses extrémités et un tube de verre à l'autre; on chaufferait le tube suffisamment; on tournerait le robinet de la vessie, et on la presserait légèrement (pl. XXIII, fig. 4).

Jusqu'ici, l'on n'a point encore traité les phosphures par les corps combustibles.

Quelques-uns peuvent être décomposés tout-à-coup par l'eau : ce sont ceux de la deuxième section, ou les phosphures des métaux alcalins. En effet, aussitôt qu'on jette du phosphure de potassium dans ce liquide, il en résulte du protoxide de potassium, et du gaz hydrogène phosphoré, qui s'enflamme à mesure qu'il se dégage sous forme de bulles dans l'air atmosphérique. Les phosphures des quatre dernières sections y sont insolubles et n'agissent pas sur elle à la température ordinaire.

204. *Etat*, *Préparation*. — Aucun phosphure ne se trouve dans la nature.

Il est très-difficile de les avoir en proportions constantes, parce que le phosphore tend à s'en dégager, du moins en partie, à une haute température : aussi n'obtient-on assez souvent que des phosphures incomplets par les cinq procédés dont nous allons parler.

Premier procédé. — Vous mettrez dans un creuset de Hesse le métal qu'il s'agira de combiner avec le phosphore;

vous l'emploierez en poudre et vous le chaufferez au rouge, s'il peut supporter cette température sans se fondre; mais s'il est fusible, vous l'emploierez indistinctement en poudre ou en fragmens, et vous le chaufferez seulement un peu plus qu'il ne faudra pour le faire entrer en fusion. D'une autre part, vous mettrez des fragmens de phosphore du poids de 2 à 3 décigrammes dans une capsule sous l'eau. Lorsque le métal sera élevé au dégré de chaleur convenable, vous retirerez l'un de ces fragmens, vous l'essuierez avec du papier gris, et vous le porterez à l'extrémité d'une pince dans le creuset : à l'instant, une portion du phosphore brûlera, mais l'autre portion entrera en combinaison avec le métal; vous projetterez ensuite un autre fragment de phosphore, et ainsi de suite, jusqu'à ce que vous jugiez que le métal n'en puisse plus absorber.

Toutefois ce procédé a besoin d'être légèrement modifié, relativement à six métaux qui sont : le zinc, le cadmium, l'arsenic, le potassium, le sodium et le mercure. 1°. Il est nécessaire de jeter un peu de résine en même temps que de phosphore sur le zinc et sur le cadmium pour s'opposer à leur oxidation; 2°. il faut chauffer ensemble le phosphore et le métal, pour faire les phosphures d'arsenic, de potassium et de sodium : à cet effet, l'on remplit presque entièrement de gaz azote ou de gaz hydrogène une petite cornue sur le bain de mercure; l'on introduit à travers le mercure une partie de l'un de ces métaux et une partie de phosphore; on les chauffe à la lampe, et leur combinaison ne tarde point à se faire : par la chaleur, l'excès de phosphore se dégage. Au lieu d'une cornue, il est plus commode de se servir d'une petite cloche courbe, lorsqu'on ne veut faire que très-peu de phosphure. 3°. Il est très-difficile d'unir directement le phosphore avec le mercure; mais l'union s'en fait très-bien, d'après Pelletier, en chauffant ensemble, sous l'eau, un mélange de phos-

phore et d'oxide rouge de mercure : c'est qu'alors l'oxide étant revivifié par le phosphore, le mercure est très-divisé et se trouve dans les circonstances les plus favorables pour s'unir à ce corps ; il se forme de l'acide phosphorique ou phosphoreux, qui reste en dissolution dans l'eau; il serait possible aussi qu'il se fît du phosphate de mercure. M. Thomson, qui a répété cette expérience de Pelletier, prétend que ce n'est point un phosphure qu'on obtient, mais que c'est un composé d'oxide noir de mercure et de phosphore.

Deuxième procédé. Le deuxième procédé ne diffère du premier que dans la manière d'opérer; car il consiste à faire passer du phosphore en vapeur sur un métal chauffé jusqu'au rouge-brun. Pour cela, M. Dulong, qui l'a pratiqué le premier, établit horizontalement à travers un fourneau un tube de verre de 12 à 15 millimètres de diamètre, légèrement courbe à l'une de ses extrémités, communiquant de ce côté par un très-petit tube avec un appareil à gaz hydrogène sec, et portant de l'autre un second petit tube qui plonge dans le mercure; le métal est placé dans le milieu du grand tube, et le phosphore dans sa partie courbe, en telle quantité qu'après la fusion il reste un petit espace vide au-dessus du bain. Les choses étant ainsi disposées, M. Dulong chasse d'abord l'air des vases par un courant de gaz hydrogène; il chauffe ensuite le métal, et porte le phosphore presque jusqu'à l'ébullition; celui-ci est entraîné par l'hydrogène, et mis à l'instant même en contact avec le métal ; il s'y unit et forme un phosphure constant dans sa composition. M. Dulong pense que les phosphures de tous les métaux qui ne fondent pas au-dessous de 500 à 600° peuvent être préparés ainsi. Le métal est employé en fil lorsqu'il est ductile, et en poudre lorsqu'il est cassant : dans ce dernier cas, il faut avoir soin de l'étendre en couche mince sur le tube.

Troisième procédé. — L'on prend parties égales d'acide

phosphorique vitreux et de métal en poudre, que l'on mêle avec environ la seizième partie de leur poids de noir de fumée, ou bien l'on fait un mélange d'une quantité convenable de celui-ci, de phosphate acide de chaux vitreux et de métal pur ou oxidé (*a*) ; on met le mélange dans un creuset ; on le recouvre de charbon ordinaire ; on recouvre ensuite le creuset de son couvercle, et on le chauffe fortement. Il paraît que, par ce moyen, on peut obtenir tous les phosphures, excepté ceux qui, comme le phosphure d'or, se décomposent à une forte chaleur. Le charbon enlève l'oxigène à l'acide phosphorique et à l'oxide métallique, forme du gaz acide carbonique qui se dégage, tandis que le phosphore, à mesure qu'il devient libre, se combine avec le métal.

Quatrième procédé. —Puisqu'un phosphate neutre n'est qu'un phosphure métallique, plus de l'oxigène, il est évident qu'en désoxigénant ce sel, on pourra le transformer en phosphure : or le carbone, à une haute température, est capable d'enlever l'oxigène à l'acide phosphorique et aux oxides des métaux appartenant aux quatre dernières sections ; conséquemment, si l'on fait un mélange d'un phosphate neutre des quatre dernières sections et de noir de fumée dans les proportions convenables (*b*), et si l'on chauffe ensuite fortement le mélange, le phosphate passera

---

(*a*) Si le métal n'est point oxidé, le mélange pourra se composer de 2 parties de phosphate acide de chaux, d'un de métal et de $\frac{1}{10}$ de carbone. Si le métal est oxidé, il faudra mettre un peu plus d'une partie de celui-ci, et un peu plus de $\frac{1}{10}$ de noir, de manière qu'après la réduction de l'oxide les proportions entre ces trois corps soient telles que nous venons de les établir. Un grand excès de charbon serait très-nuisible et s'opposerait à la formation du culot.

(*b*) Par proportions convenables, nous entendons la quantité de noir nécessaire pour désoxigéner seulement l'acide phosphorique et l'oxide métallique (*Voyez*, pour cela, la composition du gaz oxide de carbone (298), et celle des phosphates (782).

à l'état de phosphure toutes les fois que la chaleur ne sera point dans le cas de s'opposer à l'union du phosphore et du métal. L'opération s'exécute facilement dans un creuset, en recouvrant le mélange de charbon ordinaire.

Cinquième procédé. — Pour exécuter ce procédé, il ne faut que faire passer du gaz hydrogène phosphoré à travers certains sels, que l'on fait d'abord dissoudre dans l'eau : alors ceux-ci sont décomposés de telle manière que leur acide devient libre, et qu'il se forme de l'eau d'une part, et de l'autre un phosphure qui se précipite sous forme de flocons. C'est ainsi que se préparent surtout les phosphures dont les métaux ont peu d'affinité pour l'oxigène, comme le phosphure d'or, et qui ne peuvent être exposés à l'action d'une chaleur rouge sans laisser dégager leur phosphore. Les phosphures obtenus de cette manière contiennent des quantités de phosphore qui correspondent nécessairement au degré d'oxidation du métal.

Peut-être parviendrait-on facilement aussi à obtenir des phosphures de ce genre, en chauffant dans de petites cloches courbes sur le mercure, du gaz hydrogène phosphoré avec les oxides métalliques.

Des Phosphures en particulier.

205. *Phosphure de sodium, formé de proportions indéterminées.* — Caustique, terne, brun-marron, facile à réduire en poudre; passe à l'état de proto-phosphate de sodium, à une température élevée, par l'action du gaz oxigène et de l'air; décompose l'eau à la température ordinaire, en donnant lieu à un protoxide qui se dissout et à du gaz hydrogène phosphoré qui s'enflamme; s'obtient aisément par le premier procédé (204).

206. *Phosphure de potassium.* — Mêmes propriétés que celui de sodium.

207. *Phosphure de manganèse, fait avec 15 grammes de verre phosphorique, 15 de manganèse et 2 de poudre de charbon* (204, troisième procédé). — Brillant, très-cassant, d'une texture grenue, d'une couleur blanche, cristallisable, plus fusible que le manganèse, inaltérable à l'air à la température ordinaire.

Lorsqu'on en fait fondre un petit morceau au chalumeau, on voit brûler le phosphore à mesure que le métal s'oxide : sans doute qu'alors il se forme un phosphate de manganèse. (*Mémoires* de Pelletier.)

On pourrait remplacer le métal par son oxide dans la préparation de ce phosphure ; mais il est probable que le phosphure ainsi préparé ne serait pas saturé de phosphore, et qu'on l'obtiendrait plus pur par le deuxième procédé (204).

208. *Phosphure de zinc, formé par l'union directe du phosphore avec le zinc* (204, premier procédé).—Brillant, d'un blanc de plomb, s'aplatissant un peu sous le marteau en répandant une odeur de phosphore; à-peu-près aussi fusible que le zinc; décomposable à une haute température; assez difficile à produire en raison du peu d'affinité que paraît avoir le phosphore pour le zinc. (*Mémoires* de Pelletier.)

Ce peu d'affinité nous porte à croire que le phosphure de zinc n'est point saturé de phosphore, d'autant plus qu'il est légèrement malléable.

209. *Phosphure de fer, fait avec 4 parties de phosphate de fer et une de noir de fumée* (quatrième procédé, 204). — Brillant, d'un gris bleuâtre comme le fer; très-fragile, à cassure granulaire; fusible au chalumeau, et se couvrant, pendant la fusion, d'une scorie noire de phosphate; sans action sur l'aiguille aimantée; inaltérable à l'air; attaquable, mais à chaud seulement, par l'acide nitrique fumant et par l'acide hydro-chloro-nitrique ou *eau régale*; susceptible

de décomposition par le charbon; car lorsqu'on met le phosphate de fer avec un excès de celui-ci dans la préparation du phosphure, on obtient un mélange de phosphure et de carbure de fer, faciles toutefois à séparer l'un de l'autre au moyen de l'acide hydro-chlorique, qui dissout le carbure et n'attaque point le phosphure. (Berzelius, *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. II, pag. 233.)

Comme ce phosphure ne contient, sur 100, que 23,19 de phosphore, il est probable qu'il n'en est point saturé, et qu'il vaudrait mieux, pour le faire, employer le deuxième procédé (204).

210. *Phosphure d'étain, fait en projetant de petits morceaux de phosphore sur de l'étain fondu* (204, premier procédé.) — Il cède à l'action du couteau, s'aplatit sous le marteau et se sépare en lames; donne une limaille terne comme celle du plomb; ressemble à l'argent; fond moins facilement que l'étain, et se prend par le refroidissement en un culot qui, comme l'antimoine, présente à sa surface une cristallisation imitant les feuilles de fougère; forme, à une température élevée, par l'action du gaz oxigène et de l'air, du phosphate d'étain; contient, sur 100, environ 18 de phosphore. (*Mémoires* de Pelletier.) La propriété qu'a ce phosphure d'être un peu ductile nous fait penser qu'il ne contient pas autant de phosphore qu'il pourrait en contenir.

211. *Phosphure d'Arsenic.* — Ce phosphure peut s'obtenir, soit en chauffant parties égales d'arsenic et de phosphore dans une petite cornue de verre, soit en chauffant sous l'eau, dans un matras, parties égales de deutoxide d'arsenic réduit en poudre et de phosphore. Dans le premier cas, le phosphure reste au fond de la cornue, sous forme d'un résidu noir et brillant; dans le second, il reste sous l'eau, et l'on obtient de l'acide phosphorique, outre le phosphure.

Le phosphure d'arsenic est si altérable qu'il ne peut être conservé que sous l'eau.

212. *Phosphure de molybdène, de tungstène, de titane.* — On sait seulement qu'ils existent. Ils s'obtiennent par le troisième procédé (204).

213. *Phosphure d'antimoine, fait en projetant du phosphore sur de l'antimoine fondu* (204, premier procédé). — Brillant, blanc, fragile; à cassure lamelleuse, mais en même temps à petites facettes qui paraissent cubiques; très-fusible; décomposable par l'action du feu, ce qui fait que, dans la préparation de ce phosphure, l'on doit retirer le creuset du fourneau aussitôt qu'on a projeté les dernières portions de phosphore.

Exposé au feu du chalumeau, ce phosphure donne lieu à une petite flamme verte et à des vapeurs blanches. (*Mémoires* de Pelletier.)

214. *Phosphure de cobalt, obtenu soit en projetant des petits morceaux de phosphore sur du cobalt chauffé au rouge* (204, premier procédé); *soit en calcinant un mélange de* 8 *parties de verre phosphorique*, 8 *de cobalt et une de poudre de charbon* (204, troisième procédé). — Brillant, d'un blanc tirant sur le bleu, cassant, difficilement cristallisable, bien plus fusible que le cobalt; perd facilement son éclat metallique dans un air humide, à la température ordinaire; donne lieu à du phosphate de cobalt, par l'action du gaz oxigène ou de l'air, à une température élevée; le feu du chalumeau le fond promptement, en brûle le phosphore et le métal, et les transforme en un globule bleu vitreux. (*Mém.* de Pelletier.)

215. *Phosphure de bismuth.* — Ce phosphure est décomposé par une température peu élevée : voilà pourquoi on ne peut le faire que par le dernier procédé. Comme il est alors très-divisé, il paraît noir; mais s'il était possible de le fondre sans le décomposer, il serait sans doute très-brillant.

216. *Phosphure de cuivre, fait en projetant de petits morceaux de phosphore sur du cuivre chauffé au rouge* (204, premier procédé). — Brillant, cassant, blanc, très-dur; produisant du sous-deuto-phosphate de cuivre dans sa calcination avec le contact de l'air, contenant 20 pour 100 de phosphore. (Pelletier.)

Ce phosphure n'est point saturé de phosphore; car le proto-phosphure de cuivre est formé, suivant M. Dulong, de 100 de cuivre et de 25,23 de phosphore, et ne peut s'obtenir que par le second procédé décrit (204).

217. *Phosphure de nickel, obtenu soit en projetant des morceaux de phosphore sur du nickel chauffé au rouge* (204, premier procédé); *soit en calcinant un mélange de* 8 *parties de verre phosphorique*, 8 *de nickel et une de poudre de charbon* (204, troisième procédé). — Brillant, cassant, blanc, plus fusible que le nickel; se prenant par le refroidissement, après sa fusion, en un culot dont la cassure présente un assemblage de prismes déliés, et donnant lieu, avec le contact de l'air, à une température élevée, à du phosphate de nickel. (*Mémoires* de Pelletier.)

218. *Phosphure de plomb, préparé en projetant des morceaux de phosphore sur du plomb en fusion* (204, premier procédé). — Brillant; s'aplatit un peu sous le marteau et se sépare en lames; cède à l'action du couteau; d'une couleur d'un blanc argentin un peu bleuâtre; moins fusible que le plomb; décomposable par une forte chaleur; se ternit promptement à l'air, à la température ordinaire; donne lieu à du phosphate de plomb dans sa calcination avec l'air. (*Mém.* de Pelletier.)

Ce phosphure n'est probablement pas saturé de phosphore.

219. *Phosphure de mercure.* — Peu consistant, se ramollissant dans l'eau bouillante, se décomposant un peu au-

dessus de 100°, répandant des vapeurs blanches à l'air, à la température ordinaire; donnant lieu à de l'acide phosphorique et à du mercure, à l'aide d'une légère chaleur, par l'action du gaz oxigène et de l'air.

On l'obtient en chauffant sous l'eau parties égales de phosphore et de deutoxide de mercure (Pelletier); outre le phosphure, il se forme alors de l'acide phosphorique : peut-être l'obtiendrait-on plus facilement par le dernier procédé. Qu'on se rappelle toutefois que, d'après l'observation de M. Thomson, son existence est douteuse.

220. *Phosphure d'argent, fait en projetant des morceaux de phosphore sur de l'argent chauffé au rouge* (204, premier procédé). — Brillant, cassant, grenu, plus fusible que l'argent, décomposable à une haute température; lançant, suivant Pelletier, en se refroidissant, des jets de phosphore qui brûlent avec vivacité, en sorte que le phosphure fondu contiendrait plus de phosphore que celui qui est solide; composé de 88 d'argent et de 12 de phosphore. (*Mémoires* de Pelletier.)

221. *Phosphure de platine, obtenu soit en projetant des morceaux de phosphore sur du platine chauffé au rouge* (204, premier procédé), *soit en chauffant un mélange de* 8 *parties de platine*, 8 *de verre phosphorique et une de poudre de charbon* (204, troisième procédé). Très-aigre, très-dur, d'un blanc d'acier, d'un tissu grenu et serré, bien plus fusible que le platine, décomposable en partie par un grand feu; donnant lieu, par l'action du gaz oxigène ou de l'air, à l'aide de la chaleur, à de l'acide phosphorique et à du platine pur; contenant 18 pour 100 de phosphore. (*Mém.* de Pelletier.)

Selon M. Edmond Davy, il existerait deux phosphures de platine; savoir :

1°. *Un proto-phosphure* que l'on obtiendrait en chauffant le platine dans un tube de verre vide d'air; il se produirait

au-dessous de la chaleur incandescente, donnerait lieu à un grand dégagement de lumière, et contiendrait, sur 100 de platine, 21,21 de phosphore.

2°. *Un deuto-phosphure* qui serait formé de 100 de métal et de 42,85 de phosphore. Sa préparation consisterait à chauffer peu à peu, jusqu'au rouge, dans une cornue de verre, un mélange de 3 parties d'hydro-chlorate ammoniaco de platine et de 2 de phosphore.

La facilité avec laquelle le phosphore s'unit au platine fait que l'on doit se garder de calciner, dans un creuset de ce métal, un mélange d'acide phosphorique et de charbon, et en général toute espèce de composés dont il pourrait se dégager du phosphore.

222. *Phosphure d'or, obtenu en projetant des morceaux de phosphore sur de l'or chauffé au rouge.* — Brillant, jaune, cassant, grenu, décomposable par le feu; donne lieu, dans sa calcination avec le contact de l'air, à de l'acide phosphorique et à de l'or pur: contient 4 pour 100 de phosphore. (*Mémoires* de Pelletier.)

Ce phosphure est loin d'être saturé de phosphore. Pour l'avoir pur, il faut le préparer en faisant passer du gaz hydrogène phosphoré à travers une dissolution d'hydro-chlorate d'or (204, cinquième procédé); il se précipite, dans cette opération, en poudre qui ne peut être séchée que dans le vide, sans éprouver de décomposition; il est très-divisé, paraît noir, et contient sans doute plus de phosphore que l'autre.

Des Sulfures métalliques.

223. Parmi tous les métaux, il n'y a que ceux qu'on n'est point encore parvenu à réduire, ou que l'on ne se procure que difficilement, qui, jusqu'ici, n'ont pu être combinés avec le soufre; savoir: le silicium, le glucinium,

l'aluminium, le zirconium, le thorinium, l'yttrium, le magnésium, le calcium, le strontium, le barium, le lithium et quelques autres; et encore est-il bien probable que, lorsqu'on chauffe le soufre avec les oxides de barium, de strontium, de calcium, il se forme, non pas des oxides sulfurés, mais des sulfates et des sulfures métalliques. Nous conclurons de là que la propriété de se combiner avec le soufre appartient à tous les métaux.

224. *Historique.* L'existence des sulfures métalliques est connue de temps immémorial; car le soufre à toujours été regardé par les mineurs comme le minéralisateur des métaux. Les sulfures ont dû être, d'après cela, l'objet d'un grand nombre de recherches. La plupart des chimistes, en effet, les ont étudiés; mais presque tous n'ont fait que des observations partielles sur ces sortes de composés; deux seulement en ont fait de générales que l'expérience a confirmées : ce sont MM. Gay-Lussac et Berzelius. (*Mém. d'Arcueil*, t. I; et *Ann. de Chimie*, t. LXXVIII et suiv.)

225. *Composition.* — Parmi les chimistes, les uns, à la tête desquels on doit placer M. Berthollet, pensent que le soufre peut se combiner en un grand nombre de proportions avec le même métal; d'autres, au contraire, croient qu'il n'existe qu'un petit nombre de combinaisons possibles entre ce corps combustible et un métal quelconque. M. Berzelius, guidé peut-être par ce qu'a dit M. Gay-Lussac sur les sulfures qui résultent de la décomposition réciproque des sels et de l'hydrogène sulfuré, sulfures que M. Gay-Lussac regarde comme *type* (*Mém. d'Arcueil*, t. I), a embrassé cette dernière opinion, et l'a considérée sous un tel point de vue, qu'il se l'est rendue propre.

Il est convaincu, 1°. qu'un métal se combine tout au plus en un aussi grand nombre de proportions avec le soufre qu'avec l'oxigène; 2°. que le proto-sulfure d'un métal quelconque contient toujours deux fois autant de soufre que le

protoxide de ce métal contient d'oxigène ; qu'il en est de même du soufre des deuto et trito-sulfures, par rapport aux deutoxides et tritoxides ; 3°. que dans les proto-sulfures, les deuto-sulfures, les trito-sulfures, le soufre et les métaux sont dans les mêmes proportions que dans les proto-sulfates, les deuto-sulfates, les trito-sulfates neutres ; que, par conséquent, en faisant passer le soufre d'un proto-sulfure à l'état d'acide sulfurique et le métal à l'état de protoxide, il en résulte un proto-sulfate neutre lorsqu'ils s'unissent (*a*). Ce qu'il y a de certain, c'est que la plupart des sulfures naturels sont soumis à ces lois de composition. A la vérité, on peut obtenir avec l'arsenic, le fer, le mercure, etc., des composés qui s'en écartent, et qui sont en bien plus grand nombre que les oxides de ces métaux ; mais, selon M. Berzelius, ces sortes de composés doivent être regardés comme des combinaisons de deux sulfures à proportions fixes, ou d'un seul avec une certaine quantité de soufre ou de métal.

226. *Propriétés physiques.* — Tous les sulfures sont solides et inodores. Tous sont cassans, même lorsque les métaux qui entrent dans leur composition sont très-ductiles. Tous sont insipides, excepté ceux des deux premières sections. Les uns, tels que les sulfures de fer, d'antimoine, ont le brillant métallique ; les autres, tels que le sulfure de mercure, ne l'ont pas. Il en est peu qui ne soient capables de cristalliser. La pesanteur spécifique d'un grand

---

(*a*) Or, on observe que le deutoxide et le tritoxide d'un métal, etc., contiennent ordinairement la même quantité de métal, et une fois et demie, ou deux fois, ou quatre fois autant d'oxigène que le protoxide de ce métal : par conséquent les proto., deuto, trito-sulfures, etc., doivent être dans le même cas relativement à la proportion des principes qui les constituent ; c'est-à-dire, que les deuto, trito-sulfures, etc. doivent contenir la même quantité de métal, et 1fois,5, ou 2, ou 4 fois, etc., autant de soufre que le proto-sulfure (502).

nombre est connue, surtout de ceux qu'on trouve dans la nature; elle est toujours moins grande que celle du métal qu'ils contiennent, à moins que ce métal ne soit, comme le potassium et le sodium, plus léger que le soufre.

227. *Propriétés chimiques.* — Les sulfures sont, en général, plus fusibles que les métaux qui les constituent, quand ces métaux sont difficiles à fondre; ils le sont moins, au contraire, quand ces métaux entrent facilement en fusion.

Quelques-uns sont volatils, même au-dessus de la chaleur rouge : tels sont particulièrement les sulfures de mercure et d'arsenic. Parmi ceux qui ne se volatilisent pas, il en est un grand nombre que la chaleur peut décomposer, du moins en partie. En effet, lorsqu'on expose le per-sulfure d'un métal à une température suffisamment élevée, on en dégage presque toujours une portion de soufre; quelquefois le sulfure se décompose complètement, et l'on remarque que ce sont surtout certains sulfures dont les métaux ont très-peu d'affinité pour l'oxigène qui sont dans ce cas. Ces décompositions se font tantôt avant, tantôt après la fusion du sulfure; ce qui dépend de l'affinité plus ou moins grande du soufre pour le métal, et de la cohésion plus ou moins forte des particules du sulfure.

La fusion s'opère ordinairement dans un creuset de Hesse, que l'on recouvre de son couvercle : ce n'est que dans le cas où le sulfure serait facilement altérable par l'air, qu'il faudrait la faire dans un vase fermé, par exemple, dans une cornue de verre ou de grès. Quant à la sublimation et à la décomposition, elles doivent être tentées de préférence, non dans un creuset ni une cornue de verre, mais dans une cornue de grès. Le sulfure étant introduit dans la cornue, on adapte à celle-ci un large tube; on la dispose à la manière ordinaire dans un fourneau à réverbère, et on la chauffe peu à peu jusqu'au rouge, et, s'il en est

besoin, jusqu'au rouge presque blanc, en excitant un courant d'air dans le fourneau par le moyen d'un soufflet dont la tuyère, à cet effet, doit se rendre dans le cendrier.

228. Les sulfures n'ont aucune espèce d'action à froid sur le gaz oxigène bien sec; mais ceux dont les métaux sont très-oxidables en ont une sur ce gaz humide; ils l'absorbent très-lentement, et passent peu à peu à l'état de sulfites ou de sulfates. On peut se rendre compte de ce phénomène de la même manière que de l'oxidation des métaux par le gaz oxigène humide, pour les sulfures compris dans les quatre dernières sections (132). La température du gaz varie: lorsqu'elle s'abaisse, une partie de la vapeur qu'il renferme se précipite; cette eau cède l'oxigène qu'elle tient en dissolution au soufre et au métal, et favorise la combinaison par la tendance qu'elle a à s'unir avec le sulfate qui doit se former. Le phénomène est plus compliqué lorsque le sulfure appartient à la deuxième section: alors la vapeur aqueuse est décomposée et le sulfure passe d'abord à l'état d'hydro-sulfure (230 *bis*). C'est cet hydro-sulfure qui, s'emparant ensuite de l'oxigène, donne lieu à du sulfite ou à du sulfate, et de plus à autant d'eau qu'il s'en décompose en premier lieu (*a*).

229. Tous les sulfures ont la propriété d'absorber le gaz oxigène à l'aide de la chaleur; cependant tous ne donnent pas naissance à des produits identiques: ces produits varient en raison du degré de chaleur et de la nature du métal du sulfure.

(*a*) Cette théorie, il faut l'avouer, présente une sorte de contradiction qui consiste en ce qu'on admet que l'eau se décompose et se recompose successivement. L'explication deviendrait bien plus simple en supposant que l'oxigène se combine directement avec le sulfure, comme on le fait pour les métaux des quatre dernières sections. Mais il faudrait pour cela que les sulfures de potassium, de sodium, etc. pussent se dissoudre dans l'eau sans la décomposer; et c'est ce qui ne paraît pas être.

Les sulfures de la deuxième section et celui de magnésium sont toujours transformés en sulfates. Mais il n'en est pas de même des autres : lorsque la température est élevée, leur décomposition est telle que le soufre passe à l'état de gaz sulfureux qui se dégage, et que le métal devient libre ou s'oxide ; il devient libre s'il fait partie des deux dernières sections ; il s'oxide dans le cas contraire. Pour concevoir ces résultats, il faut savoir que l'acide sulfurique est un corps qui ne peut exister qu'autant qu'il est combiné avec un autre corps, et qu'aussitôt qu'il est mis en liberté, il se transforme en gaz oxigène et en gaz acide sulfureux : or, il n'y a que les oxides de potassium, de sodium, de barium, de lithium, de strontium, de calcium et de magnésium, qui retiennent assez l'acide sulfurique pour qu'une forte chaleur ne puisse pas les en séparer. Par conséquent, on voit que les sulfures de ces divers métaux pourront, à ce degré de chaleur, absorber le gaz oxigène de manière à passer à l'état de sulfates, et que les autres sulfures n'en seront pas susceptibles, puisqu'alors leurs sulfates se décomposeraient.

Mais qu'arriverait-il si la température, au lieu d'être très-élevée, était portée tout au plus au rouge-brun ? La plupart des sulfures qui éprouvent le genre de décomposition dont nous venons de parler passeraient, comme ceux de potassium et de sodium, à l'état de sulfates, en donnant presque toujours lieu toutefois à du gaz sulfureux (*a*) ; il n'y aurait pour ainsi dire que les sulfures des deux dernières sections qui se comporteraient de même que pré-

(*a*) Il est facile de concevoir pourquoi les sulfures de tous les métaux qui sont moyennement oxidables se transforment, au rouge-brun, en gaz acide sulfureux et en sulfates : c'est que l'oxigène se combine d'abord avec une partie du soufre de ces sulfures, sans se combiner en même temps avec le métal ; ce n'est que quand celui-ci est devenu très-prédominant qu'il s'oxide.

cédemment; leurs métaux ne pourraient point être brûlés; et par conséquent il ne pourrait se produire que du gaz sulfureux. Ces résultats sont faciles à constater. Toutes les expériences dans lesquelles on n'a pas besoin d'une chaleur rouge se font dans une petite cloche courbe; on remplit cette cloche de mercure; on y introduit une certaine quantité de gaz oxigène; on porte jusque dans sa partie courbe du sulfure en poudre, au moyen d'une petite pince dont les deux branches sont terminées en cuiller, et l'on chauffe avec la lampe. Ce n'est que dans le cas où la chaleur doit être portée jusqu'au rouge que l'on se sert d'un tube de porcelaine; on fait passer le tube à travers un fourneau; on met le sulfure en poudre dans ce tube; on adapte à l'une de ses extrémités une vessie pleine de gaz oxigène, et l'on adapte à l'autre un tube recourbé propre à recueillir les gaz; on chauffe le tube, on tourne le robinet de la vessie, et l'on presse légèrement cette vessie pour mettre peu à peu le gaz oxigène en contact avec le sulfure (pl. XXIII, fig. 4).

230. L'action de l'air sur les sulfures est la même que celle du gaz oxigène, si ce n'est qu'elle est moins forte. En effet, que l'on calcine un sulfure dans un têt, et l'on obtiendra, par exemple, du sulfate de potasse si le sulfure est à base de potassium, quelle que soit la température; du gaz sulfureux et le métal pur si le sulfure est d'argent, quelle que soit encore la température; du gaz sulfureux et de l'oxide si le sulfure est de fer et si la température est très-élevée; enfin du gaz sulfureux et du sulfate de fer si, le sulfure étant toujours à base de fer, la température est au-dessous de la chaleur rouge-cerise. C'est sur cette manière d'être des sulfures avec l'air que reposent plusieurs arts, ceux de faire les sulfates de zinc, de fer et de cuivre.

Jusqu'ici l'on n'a point examiné avec soin l'action des

sulfures sur les corps combustibles ; il paraît cependant qu'en général le chlore forme avec la plupart une certaine quantité de chlorure de soufre, et que les métaux qui ont le plus d'affinité pour l'oxigène enlèvent le soufre aux autres métaux : ce qu'il y a de certain, c'est que le fer l'enlève à presque tous les métaux des quatre dernières sections ; c'est même en traitant le sulfure de plomb par la fonte qu'on obtient la majeure partie du plomb qu'on verse dans le commerce ; l'on retire aussi, dans quelques mines, le mercure de son sulfure par ce procédé ; on peut également l'employer pour exploiter les mines de sulfure d'antimoine.

230 *bis.* Lorsqu'un métal est capable de décomposer l'eau à la température ordinaire, son sulfure, à cette même température, la décompose également : du moins voilà ce que l'on observe pour ceux de potassium et de sodium : à peine sont-ils en contact avec l'eau qu'il en résulte de l'hydro-sulfure de protoxide de potassium qui se dissout, d'où il suit que l'oxigène de celle qui est décomposée s'unit au potassium, et son hydrogène au soufre. C'est pourquoi ces sortes de sulfures ont une saveur âcre et d'œufs pourris, tandis que les autres, qui n'altèrent point l'eau à froid et qui ne s'y dissolvent pas, sont insipides.

231. *Etat naturel.* — Tous les sulfures n'existent point dans la nature ; on n'en trouve que treize, savoir : les sulfures des zinc, de fer, de manganèse, d'étain, d'arsenic, de molybdène, d'antimoine, de bismuth, de cuivre, de plomb, de mercure, d'argent, de nickel.

Quelques-uns de ces sulfures sont rares, tels que les sulfures d'étain, d'argent, de molybdène, etc. ; d'autres sont très-communs, tels que les sulfures de fer, de plomb.

232. *Préparation.* — Les sulfures métalliques s'obtiennent, tantôt en combinant directement le soufre avec les métaux, tantôt en traitant les oxides par le soufre à l'aide

de la chaleur ; tantôt en décomposant les sulfates par le charbon, tantôt en faisant passer un courant de gaz hydrogène sulfuré à travers un sel formé d'un acide et de l'oxide du métal que l'on veut unir au soufre, tantôt en traitant ce sel par l'hydro-sulfure de protoxide de potassium, ou de sodium, ou d'ammoniaque.

Premier procédé. — Lorsque le métal est très-fusible et appartient à l'une des quatre dernières sections, on le mêle en quantité convenable avec le soufre ; on verse le mélange dans un creuset ; on recouvre ce creuset d'un couvercle ; on le place dans un fourneau sur une tourte, et on le chauffe plus ou moins fortement : bientôt le soufre et le métal fondent et se combinent.

Mais si le métal est difficile à fondre, il vaut mieux d'abord faire rougir le creuset au feu, y projeter le mélange par partie, et ensuite l'exposer à une température suffisamment élevée, en couvrant le fourneau d'un réverbère : s'il arrivait que le métal ne fût point assez sulfuré, on projetterait une nouvelle quantité de soufre. Cependant, suivant M. Dulong, la méthode la plus sûre, quand le métal peut être porté jusqu'à la chaleur rouge sans entrer en fusion, c'est de le chauffer dans un tube, et de le mettre peu à peu en contact avec du soufre en vapeur, comme avec le phosphore (204, 2e *procédé*).

Il serait impossible de combiner, dans un creuset, le soufre avec les métaux appartenant aux deux premières sections, en raison de leur grande affinité pour l'oxigène ; l'opération doit être faite sur le mercure, dans une petite cloche de verre courbe et pleine de gaz azote ou de gaz hydrogène : c'est ainsi que s'obtiennent facilement les sulfures de sodium et de potassium (234).

La combinaison directe des métaux avec le soufre a toujours lieu avec production de chaleur ; il s'en produit même quelquefois assez pour que les sulfures deviennent incan-

descens, ce qui ne peut provenir que d'une grande affinité : voilà ce que nous offrent, par exemple, les sulfures de potassium, de sodium, de cuivre, de plomb et de bismuth.

Deuxième procédé. — On fait un mélange intime de soufre et de l'oxide du métal qu'on veut transformer en sulfure; la quantité de soufre doit être d'autant plus grande que l'oxide contient plus d'oxigène, et que l'on veut obtenir un sulfure plus chargé de soufre. On met le mélange dans un creuset, on recouvre ce creuset de son couvercle, et ensuite on le fait chauffer convenablement, etc. Dans tous les cas, les deux élémens de l'oxide se combinent avec le soufre, et forment un sulfure solide et du gaz acide sulfureux qui se dégage avec l'excès de soufre qu'on emploie. L'on peut combiner de cette manière tous les métaux avec le soufre, excepté, 1°. ceux de la première section, dont les oxides sont irréductibles ou indécomposables par le soufre; 2°. ceux de la seconde, dont les oxides donnent des sulfates qui restent mêlés aux sulfures; 3°. quelques autres, tels que l'or, qui laissent dégager le soufre à une température élevée.

Troisième procédé. — Puisque les sulfates neutres ne sont que des sulfures métalliques, plus de l'oxigène, il est évident qu'en les désoxigénant, il sera possible de les transformer en sulfures dans un grand nombre de circonstances. Or, le carbone est capable, à une haute température, de désoxigéner facilement tous les sulfates des quatre dernières sections : par conséquent, en mêlant l'un d'eux avec une quantité convenable de noir de fumée, mettant le mélange dans un creuset, le recouvrant de charbon ordinaire, et le faisant chauffer fortement, il en résultera du gaz carbonique qui se dégagera, et un sulfure, à moins que le métal ne soit tel que l'or, etc., et ne puisse pas retenir le soufre. Le sulfure formé se rassemblera presque toujours en culot. C'est dans cette décomposition que consiste le troisième procédé.

Quatrième procédé. — Pour entendre ce procédé, il faut d'abord faire connaître l'action qu'exerce l'hydrogène sulfuré sur les oxides dont l'affinité pour l'oxigène n'est pas très-grande. Lorsque l'hydrogène sulfuré et ces sortes d'oxides sont en contact, il en résulte de l'eau et un sulfure métallique : l'oxide est donc réduit, l'hydrogène sulfuré est décomposé, et l'on voit que plus l'oxide contient d'oxigène, plus le sulfure qui se forme contient de soufre. Les sulfures métalliques pourraient être faits sans doute de cette manière ; mais il serait possible qu'une portion de l'oxide métallique échappât à l'action du gaz hydrogène sulfuré, et restât mêlée avec le sulfure : c'est pourquoi il vaut mieux dissoudre l'oxide dans un acide, et exécuter l'opération comme il va être dit.

On prend un sel formé d'un acide et de l'oxide du métal que l'on veut combiner avec le soufre. Ce sel doit avoir la propriété de se dissoudre dans l'eau : on l'y dissout ; on introduit la dissolution dans un flacon ordinaire, et on fait plonger dans cette dissolution un tube adapté à un autre vase où se produit du gaz hydrogène sulfuré. Ce gaz opère la décomposition de l'oxide, comme on l'a dit précédemment ; il se forme donc de l'eau, du sulfure métallique qui se dépose sous la forme de flocons, tandis que l'acide du sel mis en liberté reste dans la liqueur. Lorsque le dépôt est bien formé, on décante la liqueur avec un siphon ; on met de l'eau distillée sur le dépôt ; on décante de nouveau, et ainsi de suite, jusqu'à ce que le sulfure soit bien lavé ; on le rassemble sur un filtre pour le faire égoutter ; on le dessèche à l'étuve, et on le conserve dans un flacon bien bouché. On peut obtenir, par ce procédé, tous les sulfures, excepté ceux des deux premières sections, ceux de manganèse, de zinc, de fer, d'étain, d'antimoine, et un très-petit nombre d'autres.

Cinquième procédé. — Ce procédé ne diffère du précédent, qu'en ce qu'au lieu de faire passer l'hydrogène

sulfuré à travers la dissolution du sel métallique, on l'y ajoute uni au protoxide de sodium ou de potassium ou à l'ammoniaque, c'est-à-dire, à l'état d'hydro-sulfure (1102). On prend l'un de ces hydro-sulfures en dissolution dans l'eau, et l'on en verse dans la dissolution métallique jusqu'à ce qu'il y en ait un léger excès ; tout-à-coup le sulfure se précipite sous forme de flocons; on le lave, et on le recueille comme celui qui provient de l'action de l'hydrogène sulfuré : outre le sulfure, il se forme de l'eau et un sel provenant de la combinaison de l'acide de la dissolution avec le protoxide ou l'ammoniaque de l'hydro-sulfure.

Usages et Historique. — Les sulfures dont l'on se sert aujourd'hui dans les arts sont les sulfures d'arsenic, d'antimoine, d'argent, de cuivre, de fer, de mercure, de plomb. (*Voyez* chacun d'eux.)

Des Sulfures en particulier.

233. D'après les généralités que nous venons de donner sur les sulfures, il serait possible de tracer, jusqu'à un certain point, l'histoire particulière de chacun d'entre eux : c'est pourquoi nous n'examinerons d'une manière spéciale que les plus importans. Nous appellerons *proto-sulfures* ceux qui correspondent au premier degré d'oxidation ; *deuto-sulfures*, ceux qui correspondent au second degré, etc. ; et seulement *sulfures*, ceux qui ne correspondent à aucun degré d'oxidation, ou ceux dont on n'a point encore fait l'analyse.

Sulfure de Potassium.

234. *Proto-sulfure* formé de 100 de potassium et de 41,06 de soufre ; solide, terne, tantôt jaune, tantôt rougeâtre, âcre, et ayant d'ailleurs la même saveur que les

œufs pourris; moins fusible que ses principes constituans; absorbe lentement le gaz oxigène à la température ordinaire, l'absorbe rapidement à l'aide de la chaleur, et passe à l'état de sulfite ou de sulfate; se comporte avec l'air comme avec le gaz oxigène; décompose l'eau tout-à-coup, même à froid, et se transforme en hydro-sulfure de potasse qui se dissout; n'existe point dans la nature; s'obtient par le premier procédé (232), en donnant lieu par sa formation à un grand dégagement de calorique et de lumière.

A cet effet, on remplit de mercure une petite cloche courbe, et l'on y fait passer une certaine quantité de gaz azote ou de gaz hydrogène; ensuite, après avoir porté, à l'aide d'une tige de fer, une petite capsule ovale de platine dans la partie courbe de cette cloche, l'on porte de la même manière dans cette capsule le sodium ou le potassium, et le soufre que l'on veut combiner; puis on les chauffe avec la lampe à esprit-de-vin. A peine le sodium ou le potassium entre en fusion que la combinaison s'opère; il se produit tant de chaleur que la capsule devient incandescente, et que la cloche casserait infailliblement sans cette même capsule, qui, étant bon conducteur, répartit le calorique dans un grand nombre de points. L'opération ne doit être faite que sur 5 à 6 centigrammes de métal; et, pour cela, l'on peut employer un gramme et demi de soufre et même plus : l'excès se volatilise. Si l'on voulait préparer une bien plus grande quantité de sulfure, il faudrait se servir d'un tube de porcelaine fermé par l'une de ses extrémités : on s'en servirait comme d'un creuset.

Sulfure de Sodium.

234 *bis. Proto-sulfure.* — Ce que nous venons de dire du sulfure de potassium est applicable au sulfure de sodium, si ce n'est que celui-ci est formé de 100 de sodium et de 69,15 de soufre.

Sulfure de Manganèse.

235. Formé, d'après M. Vauquelin, de 100 de manganèse et de 34,23 de soufre (*a*); solide, terne, insipide, verdâtre, plus fusible que le manganèse, indécomposable au degré de la chaleur rouge, sans action sur le gaz oxigène sec à la température ordinaire; absorbe ce gaz, soit sec, soit humide, au rouge-brun, et donne naissance à du gaz acide sulfureux et à un sulfate; l'absorbe également à une haute température, et donne lieu à du gaz acide sulfureux et à de l'oxide de manganèse; se comporte avec l'air comme avec le gaz oxigène; n'existe point dans la nature; ne s'obtient que difficilement par le premier procédé, sans doute à cause de la cohésion du manganèse; s'obtient très-bien par le deuxième procédé (232); sans usages.

Peut-être l'obtiendrait-on facilement aussi par le premier, mais en faisant passer, comme nous l'avons dit en dernier lieu, le soufre en vapeur sur le métal chauffé au rouge.

Sulfure de Zinc.

236. Formé, suivant M. Thomson, de 100 de zinc et de 48,84 de soufre, ou contenant deux fois autant de soufre que l'oxide blanc de zinc contient d'oxigène; solide, terne, insipide, moins fusible que le zinc, indécomposable par la chaleur; sans action sur le gaz oxigène sec à la température ordinaire; absorbe ce gaz au degré du rouge-brun, et donne naissance à du gaz acide sulfureux et à un sulfate; l'absorbe à plus forte raison à une température beaucoup plus élevée, mais ne donne lieu alors qu'à du gaz acide

---

(*a*) Cette sorte de sulfure ne correspond à aucun des oxides de manganèse; celui qui correspond au protoxide est composé de 100 de manganèse et de 56,54.

sulfureux et à un oxide; se comporte avec l'air comme avec le gaz oxigène; s'obtient par les deux premiers procédés (*a*) (232); existe en grande quantité dans la nature, mêlé à plus ou moins d'oxide de fer.

Le sulfure de zinc naturel est connu par les minéralogistes sous le nom de *blende*. Les blendes sont phosphorescentes par le frottement (*b*); elles varient par leur couleur, qui est tantôt jaune, tantôt roussâtre, tantôt brune, tantôt d'un brun noir. Souvent elles sont transparentes, quelquefois opaques. Presque toujours elles accompagnent le sulfure de plomb. L'on en trouve : en France, à Vizille, département de l'Isère; près d'Arras, département du Pas-de-Calais; à Baygorry, département des Hautes-Pyrénées; près de Chatelaudren, département des Côtes-du-Nord, etc.

M. Proust a démontré, le premier, que les blendes contenaient le zinc à l'état métallique. (*Journ. de Physique* pour 1807, pag. 150.)

M. Thomson les a analysées récemment; il les regarde toutes comme du sulfure de zinc mêlé ou combiné avec plus ou moins de fer métallique : par exemple, la blende brune serait composée de 87,95 de sulfure de zinc, et de 12,05 de fer. (*Ann. de Chimie*, tom. XCIII, p. 166.) Quelques-unes renferment un peu de cadmium, sulfuré sans doute.

C'est en calcinant le sulfure du zinc naturel jusqu'au rouge, avec le contact de l'air, lessivant le produit et faisant évaporer la liqueur, qu'on fait le sulfate de zinc du commerce (831).

(*a*) En observant toutefois que dans le premier procédé la combinaison ne s'opère qu'autant que le zinc est presqu'incandescent; alors elle est accompagnée de lumière.

(*b*) La phosphorescence est la propriété qu'ont certains corps de devenir lumineux, sans qu'il y ait combustion, lorsqu'on les frotte, ou qu'on les chauffe, ou qu'on les soumet à une décharge électrique, etc., et de conserver cette propriété plus ou moins long-temps. (*Voyez* le mémoire de M. Dessaignes sur la *Phosphorescence, Journal de Physique* pour 1809.)

Sulfures de Fer.

237. *Persulfure de fer, ou bi-sulfure.* — Formé de 118,62 de soufre et de 100 de fer, d'après M. Berzelius ; solide, doué du brillant métallique, insipide, inodore, d'un gris jaunâtre, non attirable à l'aimant ; laisse dégager, par une forte chaleur, 22 de soufre et se fond ; sans action sur le gaz oxigène sec à la température ordinaire ; absorbe lentement le gaz oxigène humide à cette température, et passe à l'état de sulfate ; l'absorbe plus ou moins rapidement, soit sec, soit humide, à l'aide d'une légère chaleur, et à plus forte raison à l'aide d'une haute température, en donnant naissance, dans le premier cas, à du gaz acide sulfureux et à un sulfate, et dans le second, à du gaz acide sulfureux, à de l'oxide rouge ou tritoxide de fer, et à un dégagement de lumière ; se comporte avec l'air comme avec le gaz oxigène ; existe en très-grande quantité dans la nature, et prend alors le nom de *pyrite de fer.*

Le per-sulfure de fer se trouve presque par-tout ; c'est l'un des minéraux les plus communs : presque toutes les mines en contiennent. Il affecte un grand nombre de formes différentes, le cube, l'octaèdre, etc. Il existe souvent en masses ou en couches, sans être cristallisé ; souvent aussi il est disséminé en petits fragmens dans les schistes argileux, l'ardoise, et dans beaucoup d'autres substances. Ses couleurs varient et dépendent probablement de matières étrangères ; on en voit de jaune de laiton, de jaune de bronze et de gris d'acier. Sa pesanteur spécifique est de 4,10 à 4,74.

C'est en exposant à l'air le per-sulfure de fer que la nature nous offre assez communément dans un grand état de division, qu'on fait la plus grande partie du sulfate de fer du commerce. (Voy. (833) *Sulfate de fer.*) C'est aussi du per-sulfure de fer naturel qu'on extrait une partie du soufre qu'on

consomme dans les arts. (*Voy*. précédemment, page 198.)

238. *Proto-sulfure formé de* 100 *de fer et de* 59,31 *de soufre* (*a*). — Solide, jaune, brillant insipide, magnétique, bien plus fusible que le fer, indécomposable par la chaleur; se comporte avec l'oxigène et l'air comme le précédent.

Ce sulfure est beaucoup moins commun que le per-sulfure : on l'a trouvé à Geier, en Saxe; à Bodenmais, en Bavière; en Angleterre, dans le Carnarvons; en France, à l'ouest de Nantes. Sa pesanteur spécifique est de 4,518.

239. Outre les deux sulfures de fer dont on vient de parler, on peut en admettre plusieurs autres; car, 1°. on rencontre dans la nature une pyrite qu'on appelle *pyrite magnétique*, qui contient, sur 100 de fer, tantôt 79,08 de soufre, et tantôt 67,78 seulement. 2°. Lorsqu'on calcine le per-sulfure de fer dans une cornue de grès (227), on en dégage une quantité de soufre telle que le sulfure restant est formé de 100 de fer et de 95 de soufre (Berzelius). Ce sulfure ne correspond à aucun oxide de fer connu jusqu'ici.

3°. Lorsqu'on projette dans un creuset rouge un mélange de 2 parties de limaille de fer et d'une partie de soufre, etc. (232), on obtient un sulfure de fer bien fondu, bien homogène, et qui contient moins de soufre que celui dont nous avons parlé en second lieu. C'est de ce sulfure qu'on se sert souvent pour obtenir le gaz hydrogène sulfuré ; mais ce gaz ainsi préparé contient toujours une certaine quantité de gaz hydrogène.

4°. Enfin, lorsqu'on emploie parties égales de fer et de soufre, on obtient encore un sulfure de fer différent de ceux qui précèdent.

Ces différens sulfures sont-ils, comme l'admet M. Ber-

(*a*) Ce sulfure a été analysé par MM. Berzelius et Hatchett. Les résultats qu'ils ont obtenus sont sensiblement les mêmes. Nous avons rapporté ceux de M. Berzelius.

zelius, des combinaisons de fer ou de soufre avec une espèce de sulfure de fer correspondant à un certain degré d'oxidation de ce métal, ou du proto-sulfure avec le per-sulfure? La théorie des proportions définies et la loi de composition des sulfures rendent cette opinion très-probable. D'après cela les pyrites magnétiques résulteraient de la combinaison de 1 partie de per-sulfure avec 2 ou 6 de proto-sulfure.

Sulfures d'Etain.

239. *Proto-sulfure.* — Formé de 100 d'étain et de 26,57 de soufre; solide, cristallisable en lames brillantes et d'un gris bleuâtre; moins fusible que l'étain; indécomposable par le feu; sans action sur le gaz oxigène sec et sur le gaz oxigène humide, à la température ordinaire; absorbe ce gaz à l'aide d'une douce chaleur, en donnant naissance à du gaz acide sulfureux et à un sulfate; l'absorbe à une température élevée en donnant lieu à du gaz sulfureux et à de l'oxide d'étain; existe probablement dans le comté de Cornouailles, mais mêlé ou combiné avec le sulfure de cuivre; s'obtient par le premier procédé, en chauffant un mélange de 3 parties d'étain et de 2 de soufre (232).

Deuto-sulfure ou per-sulfure. — Formé de 100 d'étain et de 53,14 de soufre; appelé autrefois *or mussif* ou *musif*, *or mosaïque*, *or de Judée*; solide, cristallisable en lames d'un jaune d'or, laissant dégager du soufre à une température élevée, et passant à l'état de proto-sulfure; se comportant avec l'oxigène et l'air comme celui-ci; n'existe point dans la nature.

On peut l'obtenir, soit en chauffant, comme l'a annoncé Pelletier, parties égales de proto-sulfure d'étain et de sulfure de mercure, ou 2 parties de soufre et une partie d'oxide d'étain, dans une cornue de verre; soit en faisant passer du soufre en vapeur sur ce même proto-sulfure, comme l'a

observé M. Gay-Lussac; soit en exposant à une douce chaleur, comme on le sait depuis long-temps, un mélange de soufre, d'amalgame d'étain et d'hydro-chlorate d'ammoniaque. C'est par ce dernier procédé qu'on obtient celui qu'en emploie, sous le nom d'*or mussif*, pour frotter les coussins des machines électriques, et pour bronzer le bois. A cet effet, on prend 2 parties d'étain et une de mercure; on les allie dans un creuset; aussitôt que l'alliage est fondu, on le verse dans un mortier de cuivre; on le pulvérise, et on le mêle intimement avec une partie et demie de soufre et une partie d'hydro-chlorate d'ammoniaque; on met le mélange dans un matras ou dans un creuset qu'on remplit jusqu'aux trois quarts; on l'expose à une douce chaleur pendant plusieurs heures; il se forme ainsi une masse très-légère, jaunâtre, lamelleuse, qui est l'or mussif même. Dans cette opération, le mercure ne sert qu'à rendre l'étain cassant, et à lui donner la propriété de pouvoir être réduit en poudre; ce qui le prouve, c'est qu'on peut remplacer l'amalgame d'étain par le proto-sulfure d'étain : en effet, Pelletier a obtenu 30 grammes de bel or mussif en chauffant ensemble 30 grammes de proto-sulfure avec 30 grammes de soufre et 30 grammes d'hydro-chlorate d'ammoniaque. Le sel ammoniac n'est pas non plus indispensable : il paraît cependant qu'il favorise la formation de l'or mussif.

Ainsi préparé, l'or mussif n'est jamais très-brillant ni d'un beau jaune : pour l'avoir dans cet état, il faut chauffer presque jusqu'au rouge une certaine quantité d'or mussif même dans un matras; la majeure partie se décompose à la vérité, en donnant lieu à une sublimation de soufre, de sel ammoniac, de deuto-chlorure d'étain et à un résidu de proto-sulfure; mais en même temps il s'en attache un peu à la voûte ou dans le col du matras sous forme de lames très-larges, très-éclatantes et d'un jaune très-vif.

Pelletier, qui fit beaucoup d'expériences sur le sulfure

d'étain, regardait l'or mussif comme de l'oxide d'étain sulfuré. Cette opinion fut même partagée long-temps par les chimistes. Cependant il semble que la transformation du proto-sulfure d'étain en or mussif par le sulfure de mercure ou cinnabre, aurait dû la faire rejeter; mais c'est qu'alors on croyait que le cinnabre contenait de l'oxigène; sa véritable nature n'a été bien établie que dans un Mémoire qui m'est commun avec M. Fourcroy, et qui se trouve imprimé dans le Journal de l'Ecole polytechnique.

Sulfure de Cadmium.

239 *bis*. Formé de 100 de cadmium et de 28,172 de soufre; jaune-orangé, fixe au feu, n'entrant en fusion qu'à la chaleur d'un rouge blanc, et cristallisant ensuite, par le refroidissement, en lames transparentes et micacées, de la plus belle couleur jaune de citron. Lorsqu'on le chauffe, il prend d'abord une couleur brune, puis une couleur cramoisie, qu'il perd à mesure que sa température diminue.

Ce sulfure ne s'obtient que difficilement en fondant le soufre avec le métal; on réussit beaucoup mieux à le préparer en faisant chauffer un mélange de soufre et d'oxide de cadmium (deuxième procédé, 232), ou en précipitant un sel de cadmium par l'hydrogène sulfuré (quatrième procédé (232)).

La beauté et la fixité de sa couleur font espérer qu'il sera d'un emploi très-avantageux dans la peinture. (Stromeyer, *Ann de Chimie et de Phys.*, tom. XI, pag. 82.)

Sulfures d'Arsenic.

240. Il paraît que l'arsenic peut se combiner en différentes proportions avec le soufre. En effet, soit que l'on chauffe ensemble dans une cornue 1, 2, 3, 4 parties d'ar-

senic avec une partie de soufre, ou bien 1, 2, 3, 4 parties de soufre avec une partie d'arsenic, on obtient des composés homogènes et très-fusibles, dont la couleur est d'un jaune plus ou moins rouge ou orangé. Ces composés ne résultent-ils pas de l'union du sulfure d'arsenic avec l'arsenic, ou du sulfure d'arsenic avec le soufre? Cela est probable; quoi qu'il en soit, après avoir parlé des deux espèces de sulfures d'arsenic qu'on rencontre dans la nature et qui sont connus, l'un sous le nom d'*orpiment*, à cause de sa belle couleur jaune, et l'autre sous le nom de *réalgar*, nous ne nous occuperons, parmi les sulfures artificiels, que de celui qui correspond à l'oxide arsenical blanc, parce qu'il doit être considéré comme le type de tous les autres.

Orpiment. — Solide, d'un jaune d'or souvent éclatant, ordinairement en masses composées de lames demi-transparentes, tendres et flexibles, qu'on peut séparer facilement avec un couteau; insipide, inodore, vénéneux, pesant spécifiquement 3,45; plus fusible que l'arsenic, et se prenant par le refroidissement, après avoir été fondu, en une masse friable et d'un jaune orangé; entrant en ébullition et distillant en gouttelettes jaunes, lorsqu'on le chauffe fortement; sans action sur le gaz oxigène humide, à la température ordinaire; absorbe rapidement ce gaz à l'aide de la chaleur, et passe toujours à l'état de gaz acide sulfureux et de deutoxide d'arsenic; se comporte avec l'air comme avec le gaz oxigène.

L'orpiment se rencontre dans la nature : — en Hongrie, à Moldava; — en Transylvanie, à Ohlalapos; — en Géorgie, — en Valachie, — en Natolie, et dans une grande partie de l'Orient.

M. Laugier l'a trouvé formé de 100 parties d'arsenic et de 61,65 de soufre. (*Ann. de Chimie*, tom. LXXXV, pag. 45.) Tout nous porte à croire que cette quantité de soufre est trop faible et qu'elle doit être de 64,56.

L'orpiment s'emploie, conjointement avec la potasse, pour dissoudre l'indigo dans les manufactures de toiles peintes. L'on s'en sert quelquefois en peinture ; mais alors on ne doit jamais le mêler avec le blanc de plomb, parce que la couleur, qui d'abord serait d'un beau jaune, ne tarderait point à devenir noire, en raison du sulfure de plomb qui se formerait. Il paraît aussi que les Turcs le font entrer dans la composition d'un dépilatoire.

Réalgar. — Solide, rouge-orangé, insipide, vénéneux, diversement cristallisé; plus fusible que l'arsenic et même que l'orpiment ; se comporte d'ailleurs comme l'orpiment, quand on l'expose à l'action de la chaleur, ou du gaz oxigène, ou de l'air; se trouve au Saint-Gothard; en Transylvanie, dans les mines de Nagyag ; en Saxe, à Marienberg; en Bohême, en filons de plus de trois décimètres d'épaisseur, dans la Bukovine, entre la Galicie et la Transylvanie; à Kapnick, en Chine, et en général aux environs des volcans.

En l'analysant avec soin et opérant sur des échantillons cristallisés, M. Laugier a retiré de 143,74 de ce sulfure 100 d'arsenic et 43,74 de soufre; il contiendrait donc moins de soufre et plus d'arsenic que l'orpiment, ainsi que je l'avais déduit d'expériences synthétiques.

On emploie quelquefois le réalgar comme couleur.

Sulfure d'arsenic artificiel et correspondant à l'oxide arsenical blanc. L'on peut obtenir ce sulfure pur, soit en faisant passer du gaz hydrogène sulfuré à travers une dissolution d'oxide arsenical blanc dans l'acide hydro-chlorique (232, quatrième procédé), soit en mêlant ensemble deux dissolutions aqueuses, l'une d'oxide d'arsenic uni à la potasse (arsenite de potasse) (1153), et l'autre d'hydrosulfure de potasse ou de soude, ou d'ammoniaque (combinaison de protoxide de potassium, ou de protoxide de sodium, ou d'ammoniaque avec l'hydrogène sulfuré), et

versant dans le mélange de l'acide hydro-chlorique lui-même en dissolution dans l'eau : alors cet acide s'empare sur-le-champ du protoxide de potassium des deux dissolutions, et forme un hydro-chlorate soluble; tandis que l'hydrogène et le soufre de l'hydro-sulfure se combinent, le premier avec l'oxigène, et le second avec l'arsenic du protoxide de ce métal. Le sulfure ainsi obtenu se précipite sous forme de flocons d'un très-beau jaune.

Comme il correspond évidemment à l'oxide arsenical blanc, il serait facile d'en connaître la composition, si l'on connaissait celle de cet oxide. Or, je me suis assuré par des expériences très-exactes que celui-ci était formé de 100 d'arsenic et de 32,28 d'oxigène; par conséquent le sulfure artificiel l'est de 100 d'arsenic et de 64,56 de soufre; l'orpiment bien pur doit être évidemment dans le même cas. Conséquemment l'orpiment contiendrait une fois et demie autant de soufre que le réalgar pour la même quantité de métal.

L'on peut encore obtenir du sulfure artificiel par voie de sublimation; mais en le préparant de cette manière l'on n'est point aussi sûr de sa pureté que de celle du précédent. Suivant M. Laugier, ce sulfure serait composé constamment de 100 d'arsenic et de 71,30 à 71,89 de soufre, soit que le mélange contînt un excès de soufre ou d'arsenic; et ce serait aussi, d'après lui, dans cette espèce de sulfure que la chaleur convertirait l'orpiment et le réalgar. (*Ann. de Chimie*, LXXXV, 26.) De nouvelles expériences faites par M. Berzelius tendent à prouver, au contraire, qu'on n'obtient un sulfure de cette nature qu'autant que le soufre est en excès; M. Berzelius le regarderait comme formé d'un sulfure correspondant à l'acide arsenique et de proto-sulfure ou de réalgar, dans des proportions telles que la quantité de per-sulfure contiendrait deux fois autant de soufre qu'il y en aurait dans la quantité de proto-sulfure. (*Ann. de Chim. et de Phys.*, tom. XI, pag. 242.)

Sulfure de Molybdène.

241. Gris, beaucoup plus fusible que le molybdène, indécomposable par la chaleur; sans action sur le gaz oxigène sec ou humide à la température ordinaire; absorbe ce gaz à l'aide de la chaleur rouge, et se convertit en acide sulfureux, et en acide molybdique qui se volatilise sous forme de fumées blanches; s'obtient par le premier et le second procédé (232); existe en petite quantité dans la nature.

On trouve le sulfure de molybdène: en France, dans les environs du Mont-Blanc, et à la mine du Tillot dans les Vosges; en Saxe, à Altembert; surtout en Suède, à Norberg, etc. Ce sulfure natif est toujours sous la forme de lames flexibles, grises et douées du brillant métallique; sa pesanteur spécifique est de 4,738; il est formé, d'après M. Bucholz, de 60 de molybdène et de 40 de soufre; il ressemble, jusqu'à un certain point, à la plombagine ou mine de crayon; comme elle, il laisse sur le papier des traces brunes; mais en comparant les traces de l'une avec les traces de l'autre, on voit que celles de sulfure sont verdâtres et résultent de petites lames, tandis que celles de plombagine sont grises et résultent de petits grains.

Le sulfure de molybdène est sans usages; on ne s'en sert que dans les laboratoires, pour se procurer le molybdène et l'acide molybdique, etc.

Proto-Sulfure d'Antimoine.

242. Solide, brillant comme l'antimoine même, gris-bleuâtre, beaucoup plus fusible que l'antimoine, indécomposable par le feu; cristallise en aiguilles; sans action sur le gaz oxigène sec et sur le gaz oxigène humide, à la température ordinaire; absorbe ce gaz à l'aide d'une légère

chaleur, et donne lieu à du gaz sulfureux et probablement à du sulfate d'antimoine ; l'absorbe également à l'aide d'une forte chaleur, et forme du gaz sulfureux et de l'oxide d'antimoine sulfuré ; s'obtient facilement par le premier procédé (232), en chauffant un mélange de parties égales d'antimoine et de soufre dans un creuset ; existe dans la nature.

Le proto-sulfure d'antimoine se trouve : en France, près d'Uzès, département du Gard ; à Massiac et à Lubillac, département du Puy-de-Dôme ; dans le Vivarais ; à Glandon et aux Bias, près de Saint-Yrieix ; en Toscane, à Pereta ; en Saxe, en Hongrie, en Bohême, en Suède, en Angleterre, en Daourie, en Espagne.

Il est facile d'en déterminer la proportion des principes constituans directement, c'est-à-dire, en combinant le soufre bien pur avec l'antimoine bien pur. J'ai trouvé par ce moyen que le sulfure d'antimoine devait être formé de 100 d'antimoine et de 37 de soufre. Il y a cependant une précaution à prendre pour arriver constamment à ce résultat : c'est de pulvériser le sulfure d'antimoine de la première opération, de le mêler avec la moitié de son poids de soufre, et de le chauffer de nouveau jusqu'au rouge, dans des vases clos : sans cela il arriverait assez souvent que l'antimoine ne se saturerait pas de soufre. Au reste, lorsque le sulfure d'antimoine est pur, et qu'on le traite par l'acide hydro-chlorique, il se dissout promptement en donnant lieu à de l'hydrogène sulfuré et à de l'hydro-chlorate de protoxide d'antimoine ; quand il contient un excès d'antimoine, celui-ci reste au fond du vase, et tout ce qui est sulfure se dissout encore.

C'est en traitant à une haute température le proto-sulfure d'antimoine par la fonte de fer, qu'on extrait l'antimoine (1232) ; c'est en le grillant et le fondant qu'on forme l'oxide d'antimoine sulfuré ou verre d'antimoine ;

enfin, c'est en le mettant en contact avec une dissolution bouillante de potasse qu'on prépare le kermès et le soufre doré, ou l'oxide d'antimoine hydro-sulfuré (1113 et 1114).

Sulfure de Bismuth.

243. Formé de 100 de bismuth et de 22,52 de soufre, suivant M. Lagerhielm (*Ann. de Chimie*, t. XCIV, p. 161.) Gris de plomb, moins fusible que le bismuth; cristallisable en aiguilles; sans action sur le gaz oxigène sec ou humide à la température ordinaire; l'absorbe à l'aide d'une légère chaleur, en produisant du gaz acide sulfureux et probablement un sulfate; l'absorbe également à l'aide d'une chaleur très-forte, mais en donnant lieu à du gaz sulfureux et à de l'oxide de bismuth.

Ce sulfure n'existe que rarement dans la nature; il se trouve à Bastnaès en Suède, à Schnéeberg en Saxe, à Joachimsthal en Bohême.

Pour l'obtenir, il faut unir directement le soufre pur au bismuth pur (232, 1er procédé) : la combinaison se fait aisément; elle a même lieu avec tant d'énergie, qu'au moment où le sulfure se forme, il devient incandescent.

Sulfures de Cuivre.

244. *Proto-Sulfure.*—Formé de 100 parties de cuivre et de 25,42 de soufre, d'après M. Berzelius, et de 27 d'après M. Vauquelin; solide, gris de plomb; plus fusible que le cuivre; ne se décompose pas par la chaleur; n'a d'action ni sur le gaz oxigène sec, ni sur le gaz oxigène humide, à la température ordinaire; l'absorbe à l'aide d'une douce chaleur, et donne naissance à de l'acide sulfureux et à un sulfate; l'absorbe également à l'aide d'une haute température, et donne lieu à du gaz acide sulfureux et à de l'oxide de cuivre.

Ce sulfure s'obtient en chauffant, dans un creuset ou dans un matras, parties égales de soufre et de cuivre divisé. L'on observe qu'au moment où ces deux corps se combinent, il y a dégagement de calorique et de lumière.

Le proto-sulfure de cuivre existe dans la nature, et prend alors le nom de *pyrite de cuivre*. On le trouve en Cornouailles, en Suède, en Saxe à Freyberg et à Marienberg, en Sibérie, en Bohême, au Hartz, en Hongrie, dans le Derbyshire, à Saint-Bel près Lyon; il se rencontre tantôt en masses, tantôt en filons, tantôt en cristaux, quelquefois en couches; les formes qu'il affecte sont variables. Dans tous les cas, il est toujours mêlé avec une plus ou moins grande quantité de sulfure de fer : à la vérité, il y en a, dans les cinq premiers lieux que nous venons de citer, qui ne contient que trois à quatre centièmes de fer sulfuré, et qui est doué de presque toutes les propriétés du sulfure de cuivre pur; mais le plus souvent il en renferme 22 à 25, et quelquefois plus : alors il ressemble au sulfure de fer naturel; il est jaune comme ce minéral, seulement d'un jaune un peu moins blanc.

C'est de ce minérai que l'on extrait une partie du cuivre que l'on consomme dans les arts; c'est en l'exploitant que l'on se procure une certaine quantité du soufre qui entre dans sa composition. L'on se sert aussi du proto-sulfure de cuivre, soit naturel, soit artificiel, pour faire le deuto-sulfate de cuivre ou le vitriol bleu.

Deuto ou bi-sulfure. — Le deuto-sulfure est toujours un produit de l'art; on l'obtient facilement en faisant passer du gaz hydrogène sulfuré à travers une dissolution de sulfate de deutoxide de cuivre (232, 4e procédé) : il renferme, pour la même quantité de métal, deux fois autant de soufre que le proto-sulfure.

Proto-Sulfure de Plomb.

245. Formé de 100 parties de plomb et de 15,54 de soufre ; solide, brillant, insipide, beaucoup moins fusible que le plomb, indécomposable par le feu ; sans action sur le gaz oxigène sec et sur le gaz oxigène humide, à la température ordinaire; absorbe ce gaz à l'aide d'une douce chaleur, et se convertit en sulfate blanc et en gaz acide sulfureux; l'absorbe également à l'aide d'une haute température, et donne tout à la fois du gaz acide sulfureux, du sulfate de plomb qui se sublime en partie, et du plomb (1233).

Ce sulfure s'obtient par les cinq procédés (232), mais surtout par le premier, en chauffant trois parties de plomb en grenaille et deux de soufre dans un creuset ou dans un matras : l'on remarque qu'au moment où la combinaison a lieu, il y a un si grand dégagement de calorique et de lumière, que le fond du matras devient incandescent.

Le proto-sulfure de plomb est la mine de plomb la plus abondante et presque la seule exploitée; l'on en trouve dans presque tous les pays : en France, à Vienne, département de l'Isère; à la Croix, dans les Vosges; à Saint-Sauveur, en Languedoc; dans les mines de Poullaouen et d'Huelgoet, département du Finistère; en Savoie, à Pezey; en Angleterre, en Allemagne, en Espagne, etc. Les plus renommées de ces mines sont celles qui sont situées en Angleterre, dans le Derbyshire, et celles du Hartz. Tantôt le proto-sulfure de plomb est cristallisé en octaèdres, et tantôt en cubes : on le connaît ordinairement sous le nom de *galène.* On distingue trois espèces de galène, en raison de la largeur des lames dont elles sont formées : galène à grandes facettes, galène à petites et galène à moyennes facettes. La galène à grandes facettes paraît être du proto-sulfure de plomb pur; les galènes à moyennes et à petites facettes contiennent plus ou moins de sulfures

d'argent, d'antimoine, et quelquefois de cuivre et de zinc.

On se sert principalement du proto-sulfure de plomb naturel pour extraire le plomb; les potiers de terre l'emploient aussi sous le nom d'*alquifoux* pour vernir leur poterie; ils en saupoudrent les diverses pièces, et les exposent ensuite au feu; par ce moyen, le soufre passe à l'état d'acide sulfureux qui se dégage, et le plomb à l'état d'oxide qui s'unit et se vitrifie avec la substance du vase.

Sulfure de mercure.

245. Suivant M. Guibourt, il n'existe qu'un seul sulfure de mercure; c'est celui qui correspond au deutoxide : tous les autres ne seraient que des mélanges de celui-ci et de mercure ou de soufre; il en cite comme preuve l'action de l'hydrogène sulfuré sur les sels de mercure protoxidé et sur les sels de mercure deutoxidé. Les premiers donnent lieu à un sulfure noir dont l'on extrait du mercure en petits globules par la seule compression; les seconds produisent un sulfure également noir, mais qui est homogène, et dont l'on ne peut extraire aucune portion de mercure sans le décomposer. Cette expérience prouve clairement, à la vérité, qu'il n'y a point de proto-sulfure, et qu'il y a au contraire un deuto-sulfure mercuriel; mais elle n'est point suffisante pour démontrer que le sulfure que l'on obtient ordinairement par voie de sublimation, sulfure qui est rouge, et que l'on a connu de tout temps sous le nom de *cinnabre*, n'est point formé de mercure et de soufre dans des proportions particulières.

M. Guibourt répond à cette difficulté en assurant que le deuto-sulfure se convertit complètement en cinnabre ou sulfure rouge, sans perdre aucun de ses principes, lorsqu'on le chauffe en vase clos, et que tous deux contiennent la même quantité de soufre. S'il en était ainsi, le deuto-

sulfure noir ne serait-il pas un hydrate? (*Ann. de Chimie et de Physique*, tom. 1, pag. 422.)

Quoi qu'il en soit, nous ne traiterons en détail que du cinnabre proprement dit : connaissant ses propriétés, il sera facile de se faire une idée des autres sulfures que quelques chimistes ont admis.

Cinnabre. — Le cinnabre est formé de 100 de mercure et de 15,88 de soufre. Exposé dans un matras à un degré de chaleur voisin du rouge brun, le cinnabre se sublime sans éprouver de fusion apparente, et s'attache à la partie supérieure du vase sous forme d'une couche composée d'une multitude de petites aiguilles. Lorsqu'on le fait passer à travers un tube de porcelaine extrêmement rouge de feu, il est décomposé et produit une forte détonnation due à l'expansion de la vapeur mercurielle. Chauffé doucement ou trituré avec diverses proportions de soufre ou de mercure, il perd sa couleur, et en prend une noire ou d'un violet noirâtre. Il n'agit en aucune manière sur le gaz oxigène sec ou humide à la température ordinaire; il absorbe ce gaz à l'aide de la chaleur, et se transforme en gaz acide sulfureux et en mercure; se comporte avec l'air comme avec le gaz oxigène; cède tout le soufre qu'il contient au fer, et à presque tous les autres métaux, à une température suffisamment élevée; existe dans la nature.

On en trouve : — dans l'ancien département du Mont-Tonnerre, entre Wolsftein et Kreutznach; — à Idria en Carniole : celui-ci est mêlé assez souvent d'argile bitumineuse qui lui donne une couleur brune et quelquefois noire; — en Espagne, à Almaden, dans la province de la Manche; — en Hongrie, près de Schemnitz et de Dombrawa; — en Chine; — dans l'Amérique méridionale, et particulièrement au Pérou, dans le district de Guanca-Velica; — enfin dans la Nouvelle-Espagne. Le cinnabre est quelquefois cristallisé en prismes hexaèdres. Le plus souvent il fait

partie de masses ou de filons plus ou moins réguliers, principalement formés de grès.

Il est probable que l'on pourrait obtenir le sulfure de mercure très-pur et très-beau en sublimant celui qu'on trouve naturellement; mais ordinairement ce sulfure se fait de toutes pièces. Lorsqu'on ne veut en faire, comme dans les laboratoires, qu'une petite quantité, on fait fondre une partie de soufre dans un creuset; on ajoute ensuite peu à peu quatre parties de mercure; on agite bien la masse; le soufre et le mercure se combinent, et donnent naissance à un sulfure violet, quelquefois noirâtre : dans cet état, ce sulfure s'appelle vulgairement *éthiops de mercure*. On introduit ce sulfure dans un matras de verre à long col; on l'expose, à feu nu, à une température voisine de la chaleur rouge : l'excès de soufre se dégage et se brûle, et le sulfure de mercure, à l'état de cinnabre, se sublime et cristallise en aiguilles violettes dans le col du matras. Si le cinnabre ne paraît pas d'une belle teinte, on le sublime de nouveau : alors il devient beaucoup plus beau. La fabrication du cinnabre se fait en grand en Hollande, à Idria, etc. En Hollande, au lieu de creuset, l'on se sert de bassine de fonte; l'on y fond le soufre, et l'on y fait arriver le mercure en le passant à travers une peau de chamois : il en résulte que la combinaison est plus prompte et plus homogène; aussitôt qu'elle est faite, on surmonte la bassine d'un vase où le cinnabre se condense à mesure qu'il est volatilisé.

C'est du cinnabre naturel que l'on extrait le mercure : cette mine est en quelque sorte la seule exploitée; la plus célèbre se trouve à Almaden (1231). Le cinnabre artificiel est employé en peinture. Réduit en poudre, lavé et séché, il prend le nom de *vermillon*. Le vermillon le plus estimé nous vient de Chine; c'est une couleur très-solide, qui résiste à presque tous les agens.

Proto-sulfure d'Argent.

246. Formé de 100 d'argent et de 14,88 de soufre, d'après M. Berzelius, et sensiblement des mêmes quantités, d'après M. Vauquelin; solide, opaque, gris-noirâtre, plus fusible que l'argent, cristallisable en aiguilles, indécomposable par le feu; sans action sur le gaz oxigène sec ou humide à la température ordinaire; absorbe ce gaz à l'aide de la chaleur, et donne lieu à du gaz sulfureux et à de l'argent; se comporte avec l'air comme avec le gaz oxigène.

Le sulfure d'argent s'obtient par les deux premiers et les deux derniers procédés (232); il se forme d'ailleurs de plusieurs autres manières. On sait que l'argent noircit en l'exposant à la vapeur des fosses d'aisance, et qu'il éprouve très-promptement cet effet auprès des eaux sulfureuses : c'est qu'il se trouve, dans ces deux cas, en contact avec l'hydrogène sulfuré qu'il décompose peu à peu. Macquer rapporte même qu'ayant eu occasion d'analyser un vase d'argent qu'on avait retiré d'une fosse d'aisance, il le trouva tout friable, tout noir, et converti en proto-sulfure d'argent. Enfin, l'on sait que les œufs que l'on fait cuire dans un vase d'argent le noircissent plus ou moins, et que c'est encore par le soufre qu'ils contiennent que cet effet a lieu.

Le proto-sulfure d'argent se trouve dans presque toutes les mines d'argent, mais surtout dans les mines du Mexique, dans celles de Freyberg en Saxe, de Schemnitz en Hongrie, et de Joachimsthal en Bohême. Ce sulfure est souvent cristallisé et toujours opaque; il est aussi en masses peu volumineuses et en lames. Sa pesanteur spécifique est de 6,90. On l'entame facilement par le couteau.

Ce sulfure s'exploite, ainsi que toutes les autres mines d'argent, pour en extraire ce métal.

Sulfure de Platine.

Le soufre s'unit facilement au platine : il suffit pour cela de les exposer ensemble à une haute température. En effet, M. Vauquelin est parvenu à faire du sulfure de platine en chauffant au rouge, dans un creuset de terre, un mélange de 1 partie de platine très-divisé et de 2 de soufre, ou de 2 de soufre et de 1 d'hydro-chlorate ammoniaco de platine, sel qui, par la seule action du feu, se réduit et laisse le métal libre et dans un grand état de division.

Ce sulfure, exposé dans des vaisseaux clos à un haut degré de chaleur, n'éprouve d'autre changement qu'une sorte de fusion. Calciné au contraire dans un vase ouvert, le soufre s'en dégage à l'état de gaz sulfureux, et le platine, qui reste tout entier dans le résidu, prend l'éclat métallique.

De 100 parties de sulfure bien desséché, on retire environ 84 de platine ; ce qui fait voir que le sulfure ainsi obtenu doit être composé de 100 de platine et de 19 de soufre. (Vauquelin, *Annales de Chimie et de Physique*, tom. v, pag. 260.)

Lorsqu'au lieu d'unir, comme nous venons de dire, le soufre au platine, on fait passer un courant de gaz hydrogène sulfuré à travers la dissolution de ce métal, il en résulte un précipité noir qui contient beaucoup plus de soufre que le sulfure fortement calciné, et qui doit être, d'après cela, un deuto-sulfure. Ce précipité, quand il est humide, s'altère promptement à l'air, et forme, d'après les observations de MM. Proust et Berzelius, de l'acide sulfurique assez fort pour brûler le papier.

Il y a donc deux sulfures de platine bien distincts. M. Berzelius, qui en reconnaît l'existence, admet que, pour 100 de métal, le premier contient 16,55 de soufre, et le second, le double.

M. Edmond Davy croit même qu'il en existe trois : le premier s'obtiendrait en chauffant dans un tube de verre, à l'abri du contact de l'air, un mélange de parties égales de platine et de soufre, et élevant la température à la fin de l'opération jusqu'au rouge obscur; le second se préparerait par l'hydrogène sulfuré; le troisième se produirait lorsqu'on chaufferait, jusqu'au rouge, dans une cornue de verre, un mélange de deux parties de soufre et de trois parties d'hydro-chlorate ammoniaco de platine. Ces sulfures contiendraient, sur 100 de platine, savoir : le proto-sulfure, 19,04 de soufre; le deuto-sulfure, 28,21 de soufre; le trito-sulfure, 38,8 de soufre. J'avoue que je révoque en doute l'existence du trito-sulfure; car il n'y a pas plus de raison pour qu'il se forme dans la troisième expérience que dans la première. (*Syst. de Chim.* de Thomson, traduction.) Observons néanmoins que l'analyse du proto-sulfure par M. Edmond Davy s'accorde avec celle de M. Vauquelin.

Des Sulfures de Palladium, de Rhodium et d'Iridium.

On obtient aisément chacun d'eux, suivant M. Vauquelin, en mêlant une partie de soufre avec une partie d'hydro-chlorate-ammoniaco du métal que l'on veut sulfurer, et calcinant le mélange dans un creuset fermé comme pour la préparation du sulfure de platine.

Les deux premiers, surtout celui de palladium, peuvent être fondus à un feu de réverbère; il n'en est pas de même du troisième. Tous trois se décomposent promptement lorsqu'on les chauffe avec le contact de l'air; le soufre passe à l'état de gaz sulfureux et le métal devient libre.

Ils sont composés, savoir : celui de palladium, de 100 de métal et de 24 de soufre; celui de rhodium, de 100 de métal et de 26 de soufre; celui d'iridium, de 100 de métal et de 33,33 de soufre. (M. Vauquelin, *Annales de Chim.*, tom. LXXXVIII et LXXXIX.)

M. Berzelius, qui s'est occupé aussi de l'analyse des sulfures de palladium et de rhodium, admet que celui de palladium est formé de 100 de métal et de 28,58 de soufre. Il reconnaît trois sulfures de rhodium : pour 100 de métal, le proto-sulfure contient, d'après lui, 13,44 de soufre ; le deuto-sulfure, deux fois autant, et le trito-sulfure, trois fois autant.

Des autres Sulfures métalliques.

246 *bis*. Il nous reste encore à examiner les sulfures de chrôme, tungstène, colombium, urane, cérium, cobalt, titane, tellure, nickel, osmium, or. Ces différens sulfures n'ayant point ou n'ayant encore été que très-peu étudiés, nous ne pouvons ajouter que très-peu de chose à ce que nous en avons dit d'une manière générale (223). 1°. Aucun n'existe dans la nature, si ce n'est celui de nickel. 2°. On obtient les sulfures de tellure, de nickel, de cobalt par les deux premiers procédés (232) ; on obtient ceux de tungstène, de cérium et de titane par le second ; celui d'or se prépare aisément par le quatrième et le cinquième. Nous ne pouvons rien dire de précis sur la préparation des autres.

Tous ces sulfures sont sans action sur l'air et sur le gaz oxigène, secs ou humides, à la température ordinaire ; tous, au contraire, absorbent ce gaz à l'aide de la chaleur. Le sulfure d'or donne naissance à d gaz sulfureux, et le métal est mis en liberté. Il est probable que les sulfures d'urane, de cérium, de cobalt, de nickel, passent d'abord à l'état de sulfate, et qu'à l'aide d'une forte chaleur, ils donnent lieu à du gaz sulfureux et à un oxide.

Des Séléniures.

246 *ter*. Le sélénium n'a pu être mis en contact jusqu'ici qu'avec quinze métaux, qui sont : le potassium, le zinc,

le fer, l'étain, l'arsenic, l'antimoine, le cobalt, le bismuth, le cuivre, le plomb, le tellure, le mercure, l'argent, le palladium et le platine : comme il n'est aucun de ces quinze métaux avec lequel il n'ait formé des composés plus ou moins intimes, il est probable qu'il peut s'unir avec tous les autres.

Les séléniures métalliques ont des rapports si intimes avec les sulfures qu'on peut appliquer aux séléniures, à très-peu de chose près, ce que nous avons dit en général sur les propriétés physiques des sulfures, sur les phénomènes qu'ils nous présentent dans leur contact avec l'oxigène, avec l'air, avec l'eau, et sur les changemens qu'ils éprouvent à une température plus ou moins élevée (226).

Leur composition est également soumise à des lois fixes : ils contiennent d'autant plus de sélénium que le métal qui leur sert de base peut absorber plus d'oxigène ; et l'expérience fait voir que, quand un métal exige pour s'oxider une partie d'oxigène, il prend 4,854 de sélénium pour passer à l'état de séléniure. Sans doute qu'il existe plusieurs séléniures du même métal, comme il existe plusieurs sulfures.

Les séléniures de cuivre et d'argent sont les seuls que l'on ait trouvés jusqu'ici dans la nature.

Le meilleur procédé pour obtenir les séléniures à proportions fixes est sans contredit de précipiter les dissolutions métalliques par l'hydrogène sélénié, de même que par l'hydrogène sulfuré (tom. 1, pag. 442) : cependant on peut aussi préparer les proto-séléniures en unissant directement les métaux avec le sélénium, pourvu qu'à la fin de l'opération on ait le soin de chasser l'excès de celui-ci par la chaleur.

Séléniure de potassium. — Le séléniure de potassium s'obtient en combinant directement le sélénium avec le potassium. Au moment de la combinaison, il se dégage

tant de chaleur qu'une petite quantité de séléniure se sublime, et que la masse devient incandescente : c'est pourquoi la préparation de ce composé doit être faite de même que celle du sulfure de potassium (234). Le séléniure de potassium se fond en un bouton d'apparence métallique, gris de fer, dont la cassure est cristalline et radiée. Mis en contact avec l'eau, il s'y dissout sans dégager de gaz, et donne lieu en la décomposant à un hydro-séléniure de potasse. La dissolution est d'un rouge foncé : les acides en rendent libre l'hydrogène sélénié et en précipitent du sélénium ; c'est celui-ci sans doute qui, se trouvant en excès, la colore, car il forme avec les hydro-séléniures alcalins des hydro-séléniures séléniés, semblables dans leur genre aux hydro-sulfures sulfurés. Cependant M. Berzelius fait observer que, dans le cas même où il y a un excès de potassium, et où par conséquent le séléniure dégage du gaz hydrogène dans son contact avec l'eau, la liqueur prend une couleur rouge.

Séléniure de zinc. — Lorsqu'on chauffe ensemble du zinc et du sélénium dans un tube de verre, celui-ci se liquéfie, s'étend sur la surface du métal et bientôt se volatilise ; mais si l'on fait l'expérience de manière à mettre en contact la vapeur de sélénium avec le zinc chauffé jusqu'au rouge, la masse prend feu, fait explosion, et les vases se tapissent intérieurement d'une couche de substance pulvérulente, dont la couleur est jaune citron. Cette poudre, qui reste jaune en se refroidissant, est un véritable séléniure de zinc qui se rapproche beaucoup du sulfure de zinc fait de la même manière.

Séléniure de fer. — Que l'on mette du sélénium au fond d'un tube de verre, fermé à son extrémité inférieure ; que l'on place de la limaille de fer par-dessus, et que l'on entoure celle-ci de charbons incandescens, le sélénium se volatilisera et s'unira au fer en produisant une ignition

très-marquée. Il n'y aurait pas de dégagement de lumière si l'on mêlait le sélénium à la limaille; celui-ci se volatiliserait presque en entier avant de pouvoir se combiner, ou du moins la limaille se recouvrirait tout au plus d'une petite couche de séléniure.

Le séléniure de fer a l'apparence métallique, et une couleur gris foncé tirant au jaune. Il est dur, cassant; sa cassure est grenue. Exposé à la flamme du chalumeau, il abandonne une certaine quantité de sélénium, et se convertit en une masse noire fondue qui paraît être un séléniate. L'acide hydro-chlorique liquide attaque, à l'aide de la chaleur, le séléniure de fer; l'eau est décomposée, et de là résultent du gaz hydrogène sélénié et de l'hydro-chlorate de protoxide de fer : la liqueur se colore tout de suite en rouge de cinnabre et se trouble, ce qui, selon toute apparence, provient de ce que l'oxigène de l'air contenu dans l'acide ou dans les vases décompose la première portion de gaz hydrogène sélénié, et en précipite le sélénium : aussi lorsque, pendant le cours de l'expérience, l'air pénètre dans l'appareil, ce même phénomène se reproduit tout-à-coup.

Il paraît que, dans cette expérience, il se forme encore un autre gaz combustible, facile à distinguer de l'hydrogène sélénié, en ce qu'il n'est soluble ni dans l'eau ni dans les alcalis.

Séléniure d'arsenic. — Lorsqu'on met de l'arsenic métallique dans le sélénium fondu, il s'y combine peu à peu; une chaleur modérée vaporise celui de ces deux corps qui se trouve en excès, et laisse pour résidu une masse noire très-fusible; une chaleur rouge fait bouillir cette masse, et en distille un composé qui paraît être du per-séléniure d'arsenic; mais bientôt l'ébullition cesse et la masse incandescente reste liquide et sans mouvement : dans cet état, il faut en élever la température presque jusqu'au degré de

la *chaleur blanche* pour sublimer cette masse; après son refroidissement, elle est noire, tirant au brun; sa surface a l'éclat du verre, et sa cassure est vitreuse.

Séléniure d'antimoine. — Ce séléniure, qui est très-fusible, et que l'on produit aisément en combinant directement le sélénium avec l'antimoine, se recouvre d'une scorie vitreuse quand on le chauffe fortement avec le contact de l'air. Cette scorie est sans doute une combinaison de séléniure d'antimoine et d'oxide d'antimoine : du moins ces deux corps s'unissent facilement, et donnent une masse jaune brunâtre, transparente, en couches minces, vitreuse et entièrement analogue à celle qu'on appelle *verre d'antimoine.*

Séléniure de cuivre. — Il est facile de préparer le proto et le deuto-séléniure de cuivre. Pour obtenir celui-ci, il suffit de faire passer le gaz hydrogène sélénié à travers une dissolution de sulfate de deutoxide de cuivre; à l'instant même, le deuto-séléniure se précipite en gros flocons noirs qui deviennent gris foncé par la dessiccation. Soumis, dans une petite cornue, à l'action d'une chaleur rouge, ce séléniure laisse dégager la moitié de son sélénium, et passe à l'état de proto-séléniure qui est très-fusible, et qui, par le refroidissement, se solidifie en un bouton dont la couleur est gris d'acier, la cassure compacte, et l'aspect analogue au sulfure gris de cuivre. Le proto-séléniure peut également se préparer en unissant directement le sélénium avec le cuivre, et chauffant la matière jusqu'au rouge.

Séléniure de plomb. — Le sélénium et le plomb se combinent avec dégagement de calorique, mais sans aucun dégagement de lumière. Le séléniure ainsi obtenu est en masse poreuse, grise, qui, par le frottement, se polit et devient blanche comme de l'argent. La chaleur rouge n'en opère point la fusion. Exposé à la pointe de la flamme du chalumeau, il abandonne un peu de sélénium qui sans

doute se brûle, et produit, en absorbant l'oxigène de l'air, un sous-séléniate de plomb qui, quand l'expérience est faite dans une cavité de charbon ne tarde point à pénétrer à travers celui-ci, et à laisser à la surface de la cavité une pellicule blanche de séléniure provenant du séléniate réduit.

Séléniure de mercure. — Chauffé avec le mercure, le sélénium s'y unit promptement, sans production de lumière; à une température un peu plus élevée, l'excès de mercure que le composé pourrait contenir se dégage, et le séléniure, quelque temps après, se sublime sans se fondre, et se condense en feuilles blanches qui ont le brillant métallique. Si, au lieu du mercure, c'était le sélénium qui fût en excès, la chaleur le dégagerait aussi le premier : cependant l'on observe alors que les cristaux feuilletés et blancs n'apparaissent qu'après un sublimé très-distinct de ceux-ci. Ce sublimé est peut-être bien un séléniure au *maximum,* tandis que le premier est un proto-séléniure.

L'acide nitrique, même concentré et bouillant, n'a presque point d'action sur le séléniure de mercure. Il ne le convertit, en effet, que peu à peu en une poudre blanche, qui est un séléniate de protoxide. Ce séléniate, lavé et mis en contact avec l'acide hydro-chlorique, donne lieu à un phénomène remarquable : une partie de l'acide sélénique est décomposée par le protoxide mercuriel, et de là résultent de l'hydro-chlorate de deutoxide qui est soluble, et du sélénium qui se précipite en poudre rouge. L'acide sélénique non attaqué se retrouve dans la liqueur.

L'*eau régale*, ou l'acide nitrique mêlé à l'acide hydro-chlorique, attaque au contraire très-facilement le séléniure mercuriel; à froid elle le dissout, sans doute en acidifiant le sélénium, et en faisant passer le métal à l'état de deutoxide (635).

Séléniure de platine. — Le sélénium a une si grande tendance à s'unir au platine, que les creusets de ce métal

sont attaqués par les séléniates à la température rouge, et même par le séléniate d'ammoniaque qu'on y fait évaporer jusqu'à siccité. Aussi, pour obtenir du séléniure de platine, suffit-il de chauffer le sélénium avec du platine en poudre dans un tube de verre. Ce séléniure, calciné avec le contact de l'air, se décompose promptement; le sélénium s'oxide et se volatilise; le métal reste libre. (*Voyez,* pour plus de détails et pour les autres séléniures, le *Mémoire* de M. Berzelius, *Ann. de Chimie et de Physique*, tom. IX, page 239.)

Des Chlorures.

247. Il paraît que tous les métaux peuvent s'unir au chlore, et former des chlorures qui correspondent aux divers oxides, et que nous connaîtrons par cela même sous les noms de *proto-chlorures*, de *deuto-chlorures*, etc.

En effet, les chlorures sont tellement composés, que quand on les met en contact avec l'eau, et qu'ils la décomposent, ils s'emparent de ses deux principes et se transforment en hydro-chlorates; l'oxigène de l'eau se porte donc alors sur le métal, et l'hydrogène sur le chlore. Or, comme l'acide hydro-chlorique est formé d'un volume de gaz hydrogène et d'un volume de chlore, qu'un volume de gaz hydrogène absorbe un demi-volume d'oxigène, la quantité de chlore dans les chlorures doit être à la quantité d'oxigène dans les oxides, comme le poids d'un volume de chlore est au poids d'un demi-volume d'oxigène, ou comme 4,388 est à 1; par conséquent, lorsqu'un métal exigera 1 d'oxigène pour s'oxider, il prendra 4,388 de chlore pour passer à l'état de chlorure.

Tous les chlorures sont cassans; tous sont inodores et solides, excepté les deuto-chlorures d'étain et d'arsenic, qui sont liquides et volatils; aucun n'a le brillant métallique; le chlorure d'argent et le proto-chlorure de mercure sont

les seuls qui ne soient pas sapides ; la plupart cristallisent régulièrement ; le plus grand nombre est incolore.

Parmi tous les chlorures, il n'y a que quelques-uns de ceux qui appartiennent à la dernière section qui soient décomposables par le feu : tels sont les chlorures d'or et de platine. Ceux des cinq premières sections, et même celui d'argent, résistent à la chaleur d'un feu de forge ; ils entrent seulement en fusion, et plusieurs d'entre eux se volatilisent ensuite. Ce qu'il y a de remarquable, c'est que ceux des deux premières sections ne se fondent qu'au-dessus du degré de la chaleur rouge, et qu'ils sont fixes, tandis que la plupart des autres sont fusibles et quelquefois volatils au-dessous de ce degré : nous citerons comme exemple les deuto-chlorures d'étain et d'arsenic, qui sont liquides à la température ordinaire, et bouillent à une température peu élevée ; le proto-chlorure d'antimoine, le chlorure de bismuth, le chlorure de zinc, qui entrent en fusion au-dessous de 100°, et dont l'aspect est comme gras, si bien qu'on les connaissait autrefois sous le nom de *beurre d'antimoine*, *beurre de bismuth*, etc. ; le proto-chlorure et le deuto-chlorure de mercure, que l'on sublime aisément dans des vases de verre, et que l'on appelle ordinairement *sublimé doux* et *sublimé corrosif*.

Mis en contact avec l'eau, tous les chlorures connus, excepté le proto-chlorure de mercure et le chlorure d'argent, s'y dissolvent. La dissolution a-t-elle lieu sans que l'eau soit décomposée, ou ne se fait-elle qu'autant qu'il y a décomposition d'eau, combinaison de ses deux principes avec ceux du chlorure, et formation d'hydro-chlorate ? Voilà ce qu'il s'agit d'examiner.

Les faits ou les observations qui appuient le plus la première hypothèse sont : 1°. que le chlore a une grande affinité pour les métaux ; 2°. qu'en exposant à une évaporation spontanée des dissolutions de chlorures de sodium,

de potassium et de barium, il s'y forme peu à peu des cristaux qui sont réellement composés de chlore, uni à ces métaux à l'état métallique; 3°. que les résidus que l'on obtient, en évaporant doucement ces mêmes dissolutions jusqu'à siccité, sont également des chlorures; 4°. que la dissolution des chlorures dans l'eau se fait sans donner lieu le plus souvent à aucun des phénomènes qui se produisent lorsque les corps se combinent intimement; 5°. que dans la deuxième hypothèse l'on est forcé d'admettre la transformation subite des hydro-chlorates en chlorures par la seule force de cristallisation, et de supposer d'ailleurs que les chlorures et les hydro-chlorates se transforment réciproquement les uns dans les autres, dans un grand nombre de circonstances, et avec une facilité extrême.

Mais si l'on considère : 1°. que le chlore a une très-grande affinité pour l'hydrogène, puisqu'il l'enlève à tous les autres corps, et que l'oxigène en a lui-même une très-grande pour la plupart des métaux; 2°. que la force de cristallisation peut produire des effets considérables, puisque certaines pierres qui contiennent de l'eau dans leur intérieur sont capables de se fendre lorsque celle-ci vient à se congeler; 3°. que le chlorure de calcium élève de plus de 50° la température de l'eau dans laquelle on le dissout, quoiqu'il y ait sans doute beaucoup de calorique qui devient latent au moment où la dissolution s'opère; 4°. que l'acide hydro-chlorique est un acide puissant, qui, par conséquent, tend à s'unir aux bases avec beaucoup de force; 5°. que l'on ne peut nier l'existence des hydro-chlorates terreux; 6°. que les chlorures, en se dissolvant dans l'eau, prennent des teintes semblables à celles des dissolutions salines de mêmes bases dans lesquelles les métaux sont bien sûrement oxidés; par exemple, que le proto-chlorure de fer, qui est blanc, devient vert comme le proto-sulfate de fer; que le chlorure de cobalt,

qui est gris-blanc, produit une liqueur rose comme le proto-sulfate de cobalt ; que le chlorure de nickel, qui est jaune d'or, colore l'eau en vert comme le fait le proto-sulfate de nickel (Chevreul, *Ann. de Chimie*, tom. xcv, pag. 307) ; 7°. qu'en versant dans les dissolutions de chlorure de manganèse, ou de fer, ou de mercure, etc., une dissolution de protoxide de potassium, l'on obtient des précipités d'oxides de manganèse, de fer, de mercure ; et que, pour expliquer ce phénomène dans la première hypothèse, il faudrait admettre que le protoxide de potassium cédât son oxigène à ces métaux, et que le potassium se combinât avec le chlore ; 8°. qu'en remplaçant, dans l'expérience précédente, le protoxide de potassium par l'ammoniaque, il se précipite aussi des oxides métalliques, et qu'il se forme alors, non plus un chlorure, mais un hydro-chlorate d'ammoniaque ; ce qui, dans l'autre manière de voir, ne peut se concevoir qu'en supposant que l'eau se décompose au moment de l'addition de l'alcali ; 9°. si l'on considère enfin que certains chlorures produisent une liqueur sensiblement acide quand on les met en contact avec l'eau, il nous semble que la seconde hypothèse deviendra bien plus probable que la première : ainsi, nous admettrons par la suite qu'un chlorure qui se dissout dans l'eau la décompose ; que les deux principes de celle-ci se combinent, savoir : l'hydrogène avec le chlore, l'oxigène avec le métal, et que de là résulte un hydro-chlorate. Il serait possible cependant que cette propriété n'appartînt pas à tous les chlorures : mais comment distinguer ceux qui ne la possèdent pas de ceux qui la possèdent ?

Les chlorures n'éprouvent aucune altération dans leur contact avec l'oxigène et l'air secs ; ils ne sont altérés par ces gaz qu'autant que ceux-ci sont humides, et encore n'y a-t-il que les chlorures capables de former des hydro-chlorates déliquescens qui soient dans ce cas. L'hydrogène est

sans action sur les chlorures alcalins et terreux ; mais il réduit tous les autres à une température plus ou moins élevée : que l'on mette du chlorure d'argent dans un tube de porcelaine qui traverse un fourneau ; que l'on fasse ensuite passer un courant de gaz hydrogène dans ce tube, et que l'on chauffe peu à peu ce même tube, bientôt il se produira d'abondantes vapeurs d'acide hydro-chlorique, et l'argent sera mis en liberté ; c'est ce qui arrivera également aux chlorures de mercure, de plomb, de cuivre, et c'est ce qui arriverait au chlorure de fer lui-même si la température était très-élevée. Voilà pourquoi le carbone et le bore, qui, par eux-mêmes, sont sans action sur les chlorures, décomposent ceux des quatre dernières sections par l'intermède de l'eau ; ils s'emparent de l'oxigène de celle-ci, et permettent à son hydrogène de s'unir au chlore : aussi, lorsque l'on substitue de la vapeur d'eau au gaz hydrogène dans l'expérience précédente, et lorsque d'ailleurs les chlorures sont mêlés avec du carbone et du bore, l'on obtient non-seulement du gaz hydro-chlorique et le métal du chlorure, mais du gaz carbonique ou de l'acide borique.

Rien de plus facile à concevoir encore, d'après cela, pourquoi le charbon ordinaire est propre à réduire un grand nombre de chlorures : c'est qu'il contient toujours une certaine quantité d'hydrogène, et que celui-ci agit comme s'il était libre ou gazeux.

Le phosphore et le soufre n'ont d'action que sur quelques chlorures ; l'action n'a même lieu qu'à l'aide de la chaleur : il en résulte presque toujours des phosphures et des sulfures de chlore, et des phosphures et des sulfures métalliques. Le chlorure de mercure peut être cité comme exemple ; c'est de tous les chlorures celui dont la décomposition s'opère le plus facilement par le phosphore, et cependant le phosphore ne s'unit point au mercure. Pour en juger, il suffira de mettre dans un tube de verre fermé

par un bout 10 à 12 grammes de phosphore, et, par-dessus, 75 à 80 grammes de proto ou de deuto-chlorure de mercure; de placer ce tube dans un fourneau de manière à en faire passer l'extrémité inférieure d'environ un pouce à travers la grille; d'y adapter ensuite un plus petit tube, que l'on fera plonger au fond d'une éprouvette bien sèche et fermée avec un bouchon auquel on aura pratiqué une petite fissure pour donner issue à la matière qui ne se condenserait pas; de mettre alors quelques charbons incandescens autour de la partie du tube qui contient le chlorure, et de réduire enfin le phosphore en vapeur à l'aide d'autres charbons, lorsque le chlorure sera à-peu-près à la température de 200° : ce chlorure se décomposera promptement; il se fera un grand vide dans le tube; le mercure apparaîtra en globules, et il se condensera dans l'éprouvette un liquide blanc que l'on reconnaîtra facilement pour du phosphure de chlore ou du chlorure de phosphore.

Le potassium et le sodium décomposent à chaud tous les chlorures des quatre dernières sections; il en est de même de la plupart des métaux des quatre premières par rapport aux chlorures des deux dernières : mettez un peu de potassium au fond d'un petit tube de verre fermé à l'une de ses extrémités; recouvrez ensuite le potassium de chlorure d'argent, ou de mercure, ou de plomb, et placez le tube au-dessus de quelques charbons incandescens; il ne tardera point à se produire un chlorure de potassium, et la combinaison sera si intime qu'elle se fera avec dégagement de chaleur et de lumière.

Etat naturel. — L'on ne trouve dans la nature que cinq chlorures : ce sont ceux d'argent, de plomb, de cuivre, le proto-chlorure de mercure et le proto-chlorure de sodium : celui-ci n'est que le sel marin concret ou le sel gemme.

Préparation, Usages. — Comme l'on prépare presque toujours les chlorures en même temps que les hydro-chlo-

rates, ce ne sera qu'en parlant de la préparation de ceux-ci que nous nous occuperons de la préparation de ceux-là (1021 et suiv.).

Ce ne sera aussi qu'à cette époque que nous ferons connaître leurs usages, parce qu'ils se confondent souvent avec ceux des hydro-chlorates mêmes.

Il nous faudrait actuellement examiner les chlorures en particulier; mais l'histoire s'en trouvera toute tracée, si l'on ajoute à ce que nous venons d'en dire ce que nous dirons par la suite des hydro-chlorates; car il est rare que l'on fasse agir les corps les uns sur les autres sans qu'ils soient immédiatement en contact avec l'eau, et l'on sait que les chlorures se transforment alors presque tous en hydro-chlorates (1012).

Des Iodures.

248. Quoique l'on n'ait encore combiné l'iode qu'avec le potassium, le sodium, le zinc, le fer, l'étain, l'antimoine, le bismuth, le cuivre, le plomb, le mercure et l'argent, il paraît que ce corps possède, comme le chlore, la propriété de se combiner avec tous les métaux; il est probable également que les iodures sont soumis à la même loi de composition que les chlorures et les sulfures; car, 1°. lorsqu'on les met en contact avec l'eau et qu'ils s'y dissolvent, ils la décomposent, s'emparent de ses deux principes constituans, et se transforment en hydriodates. 2°. Lorsqu'on calcine les hydriodates de protoxides de potassium, de sodium, etc., il en résulte de l'eau et des iodures. 3°. Lorsqu'on met l'acide hydriodique en contact avec les oxides et qu'il en opère la décomposition, il en résulte encore des iodures et de l'eau. La quantité d'iode dans les iodures est donc proportionnelle à la quantité d'oxigène des oxides; mais l'acide hydriodique est formé d'un volume de vapeur d'iode et d'un volume de gaz hydrogène;

et un volume d'hydrogène est capable d'absorber un demi-volume d'oxigène : il s'ensuit donc que la quantité d'iode dans les iodures est à la quantité d'oxigène dans les oxides comme le poids d'un volume de vapeur d'iode est à celui d'un demi-volume d'oxigène, c'est-à-dire, comme 8,6195 est à 0,55179, ou comme 15,62 est à 1 ; par conséquent un métal qui s'unirait à 1 partie d'oxigène se combinerait avec 15,62 d'iode.

Tous les iodures connus jusqu'ici sont cassans, inodores, solides ; la plupart ont de la saveur ; la plupart aussi cristallisent ; il en est beaucoup d'incolores. Parmi ceux qui sont colorés, plusieurs sont d'une teinte très-foncée : l'iodure de plomb est d'un jaune vif ; le protiodure de mercure d'un jaune assez beau, et le deutiodure d'un rouge de vermillon.

Quelques iodures sont volatils : tels sont ceux de potassium, de sodium, de zinc et de mercure.

Tous, excepté ceux de potassium, de sodium, de plomb et de bismuth, sont décomposés par l'oxigène à une température rouge ; l'iode s'en dégage sous forme de vapeurs violettes, et le métal s'oxide.

Il en est qui, comme l'iodure de zinc, tombent en déliquescence à l'air.

Mis en contact avec l'eau, les iodures de potassium, de sodium, de zinc, de fer la décomposent tout-à-coup, et s'y dissolvent en passant à l'état d'hydriodates. Il en serait probablement de même des autres iodures des deux premières sections (*a*).

Les iodures d'étain et d'antimoine opèrent également, à

(*a*) La décomposition de l'eau par les iodures peut être mise en doute. Nous ne reproduirons point les raisons qui nous la font admettre ; elles sont les mêmes que celles que nous avons exposées en parlant de l'action de l'eau sur les chlorures (247).

la température ordinaire, la décomposition de l'eau; mais l'acide hydriodique ne s'unit point à l'oxide métallique : celui-ci se précipite, tandis que l'acide reste dans la liqueur.

Ceux de bismuth, de cuivre, de plomb, de mercure, d'argent, et en général presque tous ceux dont les métaux ne peuvent point décomposer l'eau, sont, au contraire, sans action sur elle, et ne s'y dissolvent point.

Lorsqu'un iodure peut décomposer l'eau, on parvient également à la décomposer en la chauffant avec l'iode et le métal de l'iodure : c'est ainsi qu'en faisant un mélange d'eau, d'iode et de zinc, et le faisant chauffer, il en résulte tout de suite de l'hydriodate de zinc.

L'iode est chassé de ses combinaisons avec les métaux par le chlore, à une température élevée; mais, à cette température, il a presque toujours plus d'affinité pour les métaux que le soufre et le phosphore.

Enfin il n'y a point d'iodure connu dont l'acide sulfurique et l'acide nitrique concentré ne puissent oxider le métal et dégager l'iode.

Etat naturel. — Les iodures sont toujours le produit de l'art : il n'en existe aucun dans la nature.

Préparation. — Tous les iodures peuvent s'obtenir directement, c'est-à-dire, en chauffant les métaux avec l'iode. Ceux qui sont sans action sur l'eau peuvent encore être préparés en versant une dissolution d'hydriodate de potasse dans une dissolution saline ayant pour base l'oxide du métal qu'il s'agit d'unir à l'iode : par exemple, s'agit-il de se procurer de l'iodure de plomb, l'on versera l'hydriodate de potasse dans du nitrate ou de l'acétate de plomb; l'hydrogène de l'acide hydriodique s'unira à l'oxigène de l'oxide de plomb, l'acide nitrique ou l'acide acétique à la potasse, l'iode au plomb, et l'iodure se précipitera à mesure qu'il se formera.

Jusqu'ici les iodures sont sans aucune espèce d'usages;

peut-être pourrait-on employer celui de mercure et celui de plomb en peinture.

Ce qu'on sait sur ces composés est principalement dû à M. Gay-Lussac. (*Annales de Chimie*, t. XCI, p. 23.)

Des Iodures en particulier.

249. L'on n'a encore examiné d'une manière particulière que onze iodures, savoir : ceux de potassium, de sodium, de zinc, de fer, d'étain, d'antimoine, de cuivre, de plomb, de bismuth, d'argent et de mercure.

Iodure de potassium. — Cet iodure, qui correspond au protoxide, s'obtient, soit en calcinant de l'iodate ou de l'hydriodate de potasse, soit en chauffant dans un tube de verre un excès d'iode avec le potassium. Lorsqu'on suit ce dernier procédé, au moment où la combinaison a lieu, il se produit de la lumière qui paraît violette, parce qu'elle est vue à travers la vapeur de l'excédant d'iode qui se dégage.

L'iodure de potassium entre en fusion et se volatilise au-dessous de la chaleur rouge : en se refroidissant après avoir été fondu, il prend une apparence nacrée et cristalline. Il se dissout facilement dans l'eau et forme, en la décomposant, un hydriodate de potasse neutre. Il est composé de 100 de potassium et de 319,06 d'iode, en admettant que le protoxide de ce métal le soit de 100 de potassium et de 20,425 d'oxigène. (*Voyez*, pour les autres propriétés, les iodures considérés en général.)

Iodure de sodium. Nous n'en dirons rien : son histoire est analogue à celle du potassium.

Iodure de zinc. Sa saveur est très-styptique. Chauffé dans un petit matras, il fond promptement, se vaporise ensuite, et se condense en prismes aciculaires à quatre pans. Très-soluble dans l'eau, en la décomposant toute-

fois, il tombe rapidement en déliquescence à l'air. Sa dissolution est légèrement acide et incristallisable, et lorsqu'on y verse de l'acide sulfurique concentré, il s'en dégage de l'acide hydriodique, de l'iode et de l'acide sulfureux, ce qui provient de ce qu'une partie de l'acide hydriodique est décomposée par une partie de l'acide sulfurique.

Le meilleur moyen de l'obtenir consiste à chauffer le zinc avec un excès d'iode dans un tube de verre.

Il est formé de 100 d'iode et de 26,225 de zinc.

Iodure de fer. Cet iodure, qui s'obtient comme celui de zinc, est brun, fusible à la chaleur rouge, fortement styptique; il décompose l'eau tout-à-coup, passe à l'état d'hydriodate en s'y dissolvant, la colore en vert clair, et possède d'ailleurs les autres propriétés indiquées (248).

Iodure d'étain. Réduit en poudre, il est d'un jaune orangé sale; sa saveur est acide; mis en contact avec l'eau, il donne lieu à de l'acide hydriodique soluble et à de l'oxide d'étain insoluble : l'oxide se précipite tout entier lorsque l'eau est en quantité un peu considérable; une partie reste, au contraire, dissoute dans l'acide lorsque l'eau est en petite quantité; alors, en filtrant la liqueur et l'évaporant doucement, l'on en retire un sel soyeux et orangé.

Pour obtenir cet iodure, il faut employer le même procédé que celui par lequel on obtient l'iodure de zinc.

Iodure d'antimoine. — L'antimoine présente sensiblement, avec l'iode, les mêmes phénomènes que l'étain.

Iodures de mercure. Ces iodures sont au nombre de deux, le protiodure et le deutiodure : le premier est jaune, et le second rouge. Soumis à l'action du feu, celui-ci jaunit, se fond ensuite, prend une apparence onctueuse, puis se volatilise et cristallise en belles lames rhomboïdales qui, à une température élevée, sont d'un jaune d'or, et qui, à la tempé-

rature ordinaire, deviennent d'un rouge éclatant. Tous deux sont insolubles dans l'eau et sans action sur elle. Ils peuvent être obtenus en broyant le mercure avec des quantités convenables d'iode ; mais l'on est plus certain de leur pureté, lorsqu'on les prépare, en versant de l'hydriodate de potasse dans les dissolutions mercurielles ; savoir : dans le proto-nitrate de mercure pour le protiodure, et dans l'hydro-chlorate de deutoxide mercuriel ou sublimé corrosif pour le deutiodure : ils se précipitent à l'instant même où les deux sels sont mis en contact. (*Voyez* ce qui a été précédemment dit à ce sujet, art. *Préparation*, pag. 480.) Le deutiodure étant très-soluble dans l'hydriodate de potasse et dans les sels mercuriels, il est nécessaire de ne mettre en excès ni l'un ni l'autre; les acides et même l'alcool dissolvent aussi ce composé. (Colin, *Annales de Chimie*, tom. XCI, pag. 252.) Dans cette préparation, l'acide hydriodique peut être substitué à l'hydriodate de potasse.

Iodures de cuivre, de plomb, de bismuth et d'argent. Tous ces iodures s'obtiennent directement, c'est-à-dire, en chauffant l'iode avec le métal, ou bien en versant de l'hydriodate de potasse dans le sulfate de cuivre, le nitrate, l'acétate de plomb, le nitrate de bismuth, le nitrate d'argent. (Voyez *Préparation*, pag. 480.)

Nous n'avons rien à ajouter à ce que nous en avons dit dans l'histoire générale des iodures, si ce n'est que les iodures de plomb et d'argent peuvent être préparés avec l'acide hydriodique aussi bien qu'avec les hydriodates, et que l'iodure d'argent qui, comme ceux de cuivre, de plomb, de bismuth et de mercure, n'a aucune action sur l'eau, est du petit nombre des composés d'argent insolubles dans l'eau que l'ammoniaque ne puisse pas dissoudre.

Des Azotures métalliques.

249 *bis.* Les seuls azotures métalliques que l'on ait pu faire jusqu'à présent sont ceux de potassium et de sodium. Comme on ne peut les obtenir qu'en traitant ces deux métaux par le gaz ammoniac, nous n'en ferons l'histoire que quand nous examinerons les propriétés de celui-ci (573 et 579 *bis*).

CHAPITRE III.

DES ALLIAGES.

250. Un alliage est la combinaison d'un métal avec un ou plusieurs métaux. On distingue chaque alliage par le nom des métaux qui le constituent : ainsi l'on appelle *alliage de plomb et d'étain* la combinaison du plomb et de l'étain. Cependant on donne plus particulièrement le nom d'*amalgame* aux combinaisons de mercure avec les métaux : on dit alors seulement amalgame de tel ou tel métal, pour désigner l'union de ce métal avec le mercure ; d'où il suit que les expressions d'*amalgame de plomb* ou *alliage de mercure et de plomb* sont synonymes, ou représentent les mêmes composés.

Puisqu'il existe quarante-un métaux, il doit exister huit cent vingt alliages binaires, en supposant que les métaux puissent se combiner tous deux à deux. Cependant on ne connaît qu'environ cent quarante alliages de ce genre. Cela tient, 1°. à ce que sept de ces métaux n'ont point encore pu être réduits ni par conséquent combinés avec les autres; 2°. à ce qu'il en est qu'on ne se procure que difficilement, et qui n'ont été combinés qu'avec un petit nombre ; 3°. à ce qu'on n'a point tenté toutes les combinaisons possibles, même avec les métaux les plus communs. Ces obstacles, en disparaissant, permettront sans doute de multiplier beau-

coup le nombre des alliages connus; mais il n'est pas probable qu'on obtienne jamais tous ceux que la théorie indique. En effet, il y a des métaux qui ont si peu d'affinité réciproque, que jusqu'à présent il a été impossible de les combiner, quoiqu'on se soit efforcé de le faire; ils ne sont pas en grand nombre, à la vérité : on en rencontre surtout parmi ceux dont le degré de fusibilité et de volatilité est très-différent; on en rencontre peu, au contraire, parmi ceux dont le degré de fusibilité est presque le même, et qu'on peut mettre complètement en fusion; c'est que, dans ce cas, les métaux se trouvent dans les circonstances les plus favorables à leur union, au lieu que, dans le premier, la cohésion du métal peu fusible et l'expansion du métal volatil sont deux circonstances qui tendent à la détruire

On concevra très-bien ce résultat si l'on se rappelle que deux corps ne peuvent s'unir qu'autant que leur affinité réciproque est plus forte que leur cohésion. Or, pour vaincre la cohésion des corps solides et rendre l'affinité prépondérante, on est obligé de pénétrer ces corps de calorique; il arrivera donc de là que si l'un est presqu'infusible et l'autre très-volatil, ils ne s'uniront pas, à moins que l'affinité qui tend à les rapprocher ne soit très-forte, car celui qui est volatil sera réduit en vapeur, alors que la cohésion de l'autre sera vaincue. Si, au contraire, ces corps sont à-peu-près aussi fusibles l'un que l'autre, ils se trouveront par la fusion dans les circonstances les plus favorables à leur union, et ils s'uniront toujours, à moins que leur affinité ne soit très-faible.

Si l'on est loin de connaître tous les alliages binaires qu'il est possible de faire, on est bien plus éloigné de connaître les alliages ternaires, etc., qui peuvent exister; mais, indépendamment des causes que nous avons assignées, et qui s'appliquent précisément au cas que nous considérons,

il faut ajouter surtout que nous ne sommes si peu avancés sur ceux-ci que parce qu'on ne s'en est presque point occupé : aussi ne peut-on citer que quelques alliages ternaires qui aient été décrits, et à peine en pourrait-on citer de quaternaires.

Il n'en est pas des alliages comme des oxides, des acides, etc.; ils ne sont soumis à aucune loi dans leur composition; du moins la plupart semblent pouvoir se combiner en toutes sortes de proportions : par exemple, 100 parties d'étain s'unissent avec 1, 2, 3, ... 100 parties de plomb et plus, etc.

250 *bis*. *Propriétés physiques*. — Les alliages ont les plus grands rapports avec les métaux dans leurs propriétés physiques : tous sont solides à la température ordinaire, excepté l'alliage formé d'une certaine quantité de potassium et de sodium, et les amalgames dans lesquels le mercure est très-prédominant; tous sont brillans en masse, et même en poussière, quand elle n'est pas trop ténue; tous ont une couleur qui leur est propre; tous ont une grande densité, quand celle des métaux alliés est très-grande elle-même; tous sont presque complètement opaques; tous sont excellens conducteurs du fluide électrique; tous cristallisent plus ou moins bien; tous sont plus durs, plus cassans, plus aigres ou moins ductiles que ne le sont, terme moyen, leurs principes constituans, et l'on remarque d'ailleurs que ceux que l'on peut forger à froid sont presque tous fragiles à chaud, lorsqu'ils résultent de deux métaux dont le degré de fusion est bien différent, parce qu'une partie du plus fusible tend à fondre et à se séparer. Quelques-uns ont une odeur particulière; plusieurs sont très-résonnans et élastiques.

Nous ne pouvons point donner de tableau de ces diverses propriétés; elles varient en raison des principes qui constituent l'alliage, et d'ailleurs on ne les a point assez étu-

diées pour des proportions déterminées : nous nous bornerons à présenter quelques réflexions générales relativement à quelques-unes d'entre elles.

1°. Tous les alliages formés de métaux cassans le sont eux-mêmes, sans aucune exception.

2°. Les alliages qui résultent de la combinaison de métaux ductiles avec les métaux cassans sont tous cassans lorsque le métal cassant est très-prédominant; ils sont tous, au contraire, à quelques exceptions près, plus ou moins ductiles lorsque le métal ductile est très-prédominant; et ils sont presque tous cassans lorsque le métal ductile et le métal cassant sont unis en proportions qui ne s'éloignent pas trop l'une de l'autre.

3°. Parmi les alliages qui résultent de la combinaison de métaux ductiles entre eux, il y en a presqu'autant de cassans que de ductiles, lorsqu'ils sont formés dans des proportions presque égales; mais lorsque l'un des deux métaux est très-prédominant, ils sont le plus souvent ductiles (*a*).

4°. On observe que la densité des alliages est tantôt plus grande, tantôt plus petite que la densité moyenne des métaux qui les constituent; de sorte que les métaux, au moment où ils s'unissent, diminuent ou augmentent de volume.

Alliages dont la densité est plus grande que la densité moyenne des métaux qui les constituent.	*Alliages dont la densité est moins grande que la densité moyenne des métaux qui les constituent.*
Or et zinc.	Or et argent.
Or et étain.	Or et fer.
Or et bismuth.	Or et plomb.

(*a*) Cependant l'or devient cassant, d'après M. Hatchett, en se combinant avec $\frac{1}{1920}$ de son poids de plomb ou d'antimoine.

Or et antimoine.
Or et cobalt.
Argent et zinc.
Argent et plomb.
Argent et étain.
Argent et bismuth.
Argent et antimoine.
Cuivre et zinc.
Cuivre et étain.
Cuivre et palladium
Cuivre et bismuth.
Cuivre et antimoine.
Plomb et bismuth.
Plomb et antimoine.
Platine et molybdène.
Palladium et bismuth.
Or et cuivre.
Or et iridium.
Or et nickel.
Argent et cuivre.
Cuivre et plomb.
Fer et bismuth.
Fer et antimoine.
Fer et plomb.
Etain et plomb.
Etain et palladium.
Etain et antimoine.
Nickel et arsenic.
Zinc et antimoine.

251. *Propriétés chimiques.* — Les alliages ont autant de rapports avec les métaux non alliés dans leurs propriétés chimiques que dans leurs propriétés physiques.

Lorsqu'on expose un alliage à l'action du feu, il s'échauffe rapidement, se dilate plus ou moins, et entre en fusion à un certain degré de chaleur. On ne connaît la dilatation que d'un très-petit nombre d'alliages. On ne connaît aussi le degré de fusion que de quelques-uns ; mais on remarque, en général, qu'un alliage est toujours plus fusible que le métal le moins fusible qui entre dans sa composition, et que, quand les métaux dont il est formé sont à-peu-près fusibles au même degré, il entre aussi presque toujours plus facilement en fusion que le plus fusible d'entre eux. L'alliage le plus remarquable par sa fusibilité est sans doute celui qui est formé de 8 de bismuth, de 5 de plomb et de 3 d'étain : il suffit de l'exposer à la vapeur de l'eau bouillante pour le voir promptement couler.

Après avoir fondu un alliage, si on le fait refroidir en

l'abandonnant à lui-même, il se solidifie et cristallise confusément; mais si sa surface étant figée, l'on en décante les parties intérieures encore liquides, il en résulte souvent que les parties extérieures cristallisent plus ou moins régulièrement.

Si, au lieu de soumettre un alliage au degré de chaleur qui le fond, on l'expose à un degré de chaleur supérieur, et si cet alliage est formé d'un métal fixe et d'un des métaux volatils, qui sont le mercure, l'arsenic, le potassium, le tellure, le cadmium et le zinc, il se décompose en tout ou en partie; il se décompose complètement dans le cas où il contient du mercure, à cause de la volatilité de ce métal; il ne se décompose, au contraire, presque jamais complètement dans le cas où il contient de l'arsenic, du potassium, du tellure, et surtout du zinc, parce que ces métaux sont moins volatils que le mercure; et encore est-il nécessaire, pour que la décomposition soit très-sensible, que l'alliage contienne une assez grande quantité de ces métaux, surtout de zinc : d'ailleurs, dans tous les cas où elle s'effectue, elle est d'autant plus prompte que le métal fixe réagit moins sur le métal volatil, que celui-ci est doué d'une plus grande volatilité, et que la température est plus élevée. Tous ces résultats se constatent en introduisant l'alliage dans une petite cornue de grès, plaçant la cornue dans un fourneau à réverbère, et adaptant à son col une allonge qui communique avec un récipient. Ce n'est que pour les alliages à base de potassium qu'il faut employer de préférence un vase d'une moindre capacité, par exemple, un tube de porcelaine; il est même nécessaire de le remplir de gaz azote auparavant; sans cela, comme l'on n'opère que sur une petite quantité d'alliage, l'oxigène de l'air qu'il contiendrait oxiderait en partie le potassium.

Les alliages formés de métaux fixes et de métaux volatils

ne sont pas les seuls que la chaleur puisse décomposer : en effet, lorsqu'un alliage est formé de deux métaux qui fondent à des températures très-différentes, et que cet alliage contient une assez grande quantité du métal le plus fusible, on peut séparer en grande partie ces métaux, en les exposant à une température capable de fondre l'un, et insuffisante pour opérer la fusion de l'autre. Cette opération est connue sous le nom de *liquation*. On la pratique en grand pour extraire l'argent du cuivre : on combine le cuivre argentifère (1236) avec 3 $\frac{1}{2}$ fois son poids de plomb, et on expose l'alliage ternaire à une température convenable. Le plomb entraîne l'argent dans sa fusion, et laisse le cuivre sous la forme d'une masse solide, poreuse, criblée d'une multitude de trous. L'argent est ensuite retiré du plomb par un autre procédé (1234).

Il est possible, jusqu'à un certain point, de juger de l'action du gaz oxigène et de l'air sur les alliages par celle que ces gaz exercent sur les métaux qui les constituent (132). Lorsqu'un alliage est formé d'un métal capable d'absorber le gaz oxigène, et d'un autre qui n'est pas doué de cette propriété, l'alliage absorbe ce gaz de telle sorte que le premier métal passe seul à l'état d'oxide, et que l'autre est mis en liberté; mais lorsque les métaux qui composent un alliage sont capables d'absorber tous deux le gaz oxigène, l'alliage s'oxide entièrement. Cependant, si l'un des métaux est bien plus facile à oxider que l'autre, on peut obtenir celui-ci presque pur, en suspendant l'opération à une certaine époque : c'est ce que nous offrent tous les alliages de potassium et de sodium avec les autres métaux; c'est ce que nous offre encore, jusqu'à un certain point, l'alliage d'étain et de cuivre. On observe en général que les métaux à l'état d'alliage s'oxident moins bien qu'isolément; quelques-uns seulement font exception : tels sont surtout le plomb et l'étain; alliés dans le rapport de 3 à 1, ces

métaux, au degré de chaleur voisin du rouge-brun, brûlent avec lumière et s'oxident presque instantanément, tandis que chacun en particulier, dans les mêmes circonstances, s'oxide lentement et sans dégager de lumière. Cet effet est probablement dû à une combinaison entre leurs oxides.

Etat naturel. — On rencontre différens alliages dans la nature ; ces alliages sont au nombre de dix, savoir : — quatre résultant de la combinaison de l'arsenic, 1°. avec le bismuth; 2°. avec l'antimoine ; 3°. avec le cobalt ; 4°. avec le nickel ; — un seul composé de fer et de nickel ; — un autre de mercure et d'argent ; — un autre d'argent et d'antimoine ; — trois autres formés : le premier, d'argent, d'arsenic, de fer et d'antimoine; le second, d'or, d'argent, de cuivre et de fer; le troisième, de platine, de fer, de cuivre, de plomb, de palladium, de rhodium et d'un peu de soufre : celui-ci n'est autre chose que la mine de platine. Il sera question plus particulièrement de ces alliages dans l'histoire qu'on fera de chacun d'eux.

251 *bis.* — *Préparation.* Les alliages se font en chauffant convenablement, dans un creuset, les métaux dont ils doivent être formés : pour cela, après avoir recouvert le creuset d'un couvercle, on le place dans un fourneau ordinaire, ou bien dans un fourneau à réverbère, ou bien encore dans un fourneau de forge, selon que les métaux alliés exigent plus ou moins de feu pour entrer en fusion. Lorsqu'ils sont bien fondus, on brasse le bain avec soin; sans cela, s'il y avait une grande différence entre la pesanteur spécifique des métaux, l'alliage ne serait point homogène; la partie inférieure de cet alliage contiendrait le métal le plus pesant en plus grande quantité que la partie supérieure. Les métaux ayant été brassés convenablement, on est certain qu'ils sont bien alliés : on retire le creuset du feu, et on coule l'alliage. Si les métaux étaient volatils,

ou si l'un des deux l'était, il faudrait se garder d'exposer l'alliage à une trop haute chaleur.

Ce procédé est légèrement modifié pour la préparation des alliages de potassium et de sodium connus jusqu'à présent, parce qu'elle ne peut avoir lieu que sur de petites quantités de matière, et qu'elle doit être faite de manière que ces métaux ne soient point en contact avec l'air. Alors on se sert d'un tube de verre fermé par l'une de ses extrémités; on met le potassium ou le sodium au fond du tube, et on les recouvre du métal avec lequel on veut les allier; puis saisissant le tube avec une pince, on le chauffe jusqu'à ce que les métaux soient fondus.

Usages. — Il n'y a qu'un très-petit nombre d'alliages employés. Ces alliages sont au nombre de douze, savoir: l'alliage de mercure et d'étain, de mercure et d'argent, de mercure et d'or, d'étain et de plomb, d'étain et de cuivre, d'étain et de fer, de plomb et d'antimoine, de zinc et de cuivre, d'arsenic et de platine, de cuivre et d'argent, de cuivre et d'or, de zinc, de mercure et d'étain. (*Voyez* ces alliages, n° 253 et suivans.)

Historique. — On connaît depuis un temps immémorial la propriété qu'ont les métaux de se combiner ensemble; de sorte que, à mesure qu'on a découvert de nouveaux métaux, on a essayé de les allier à ceux qui étaient connus. Presque tous les chimistes ont eu occasion de faire des observations sur les alliages; mais ceux qui se sont occupés de ce genre de recherches avec le plus de suite et le plus de succès, sont Gellert, M. Hatchett et Erhmann. Le premier a examiné la plupart des combinaisons des métaux ductiles avec les métaux cassans connus en 1750. (Voyez *Chimie métallurgique de Gellert*, traduite de l'allemand, tom. 1.) Le second s'est occupé de la combinaison de l'or avec presque tous les métaux. (Voyez *Expériences et Observations sur les différens alliages de l'or, leur pesanteur*, etc.,

traduites de l'anglais par M. Lerat.) Le troisième les a examinés, sous plusieurs points de vue, dans son *Essai sur l'art de la fusion à l'aide de l'air du feu*, publié en 1787.

Après les généralités que nous venons de présenter sur les alliages, il n'est pas nécessaire de parler de chacun d'eux en particulier. Nous nous contenterons d'étudier de cette manière les alliages qui sont employés, et ceux qui, ne l'étant pas, possèdent plusieurs propriétés remarquables. Nous nous occuperons d'abord des alliages binaires, ensuite des alliages ternaires, et enfin des alliages plus compliqués. Nous les examinerons tous suivant l'ordre de la plus grande fusibilité des métaux. Nous traiterons donc en premier lieu des amalgames ou de la combinaison du mercure avec chacun des autres métaux; puis des alliages que le potassium peut produire avec tous les métaux, moins le mercure, etc.; mais auparavant nous croyons devoir exposer dans un tableau, 1°. quels sont les alliages binaires connus jusqu'ici; 2°. quels sont les alliages ductiles et cassans; 3°. quels sont les métaux qui ne peuvent point s'unir, et quels sont ceux qu'on n'a point tenté d'unir. (*Voyez* le tableau ci-joint.)

Des Amalgames (*a*).

253. Les amalgames sont tantôt liquides et tantôt solides : liquides, lorsque le mercure est très-prédominant; solides, lorsqu'il ne l'est point suffisamment, et, à plus forte raison, lorsqu'il est en moins grande quantité que le métal auquel il est uni. Toutefois l'on observe de très-

(*a*) Ce que nous allons dire des divers genres d'amalgames ne doit s'entendre que des amalgames connus jusqu'à présent. On trouvera ces amalgames dans le tableau compris sous le n° 252.

grandes différences à cet égard : l'alliage formé de 80 parties de mercure et de 1 de sodium est solide, tandis que l'alliage formé de 15 parties de mercure et de 1 d'étain est liquide. A l'état liquide, les amalgames ressemblent au mercure, excepté que la plupart coulent moins facilement; à l'état solide, ils sont cassans. Tous les amalgames sont blancs en général. Tous peuvent cristalliser; il ne faut pour cela que dissoudre à chaud une quantité convenable d'un métal dans le mercure, et laisser refroidir la combinaison : celle-ci se partage en deux parties, l'une solide, cristallisée, et l'autre liquide. Tous sont décomposables au moyen de la chaleur rouge (251). Presque tous, à l'état liquide, sont susceptibles de décomposition par l'air à la température ordinaire, lorsque le métal allié au mercure appartient aux quatre premières sections : alors ce métal absorbe peu à peu l'oxigène, et forme un oxide qui se rassemble à la surface du bain : les amalgames de potassium, de barium, de strontium, de calcium, possèdent cette propriété d'une manière remarquable; celui de cuivre la possède lui-même très-sensiblement. Il est possible de les préparer tous en mettant le mercure en contact, à la température ordinaire, avec les métaux très-divisés. Qui ne sait que le mercure s'attache à l'or et le blanchit subitement; qu'il s'attache de même à l'argent. Cependant il vaut mieux faire ces sortes de combinaisons à l'aide de la chaleur : les amalgames de zinc et d'antimoine ne peuvent même bien s'obtenir qu'en fondant ces métaux, et y versant peu à peu le mercure chauffé d'avance.

Nous examinerons seulement six amalgames : ce sont ceux de potassium, de sodium, d'étain, de bismuth, d'argent et d'or.

Amalgame formé de 1 partie de potassium et de 145 de mercure. — Ressemble au mercure; absorbe le gaz oxigène

de l'air à la température ordinaire, et se transforme en mercure pur et en oxide de potassium; se décompose par la chaleur; s'obtient comme nous l'avons dit précédemment (page 492); se forme aussitôt que le potassium entre en fusion en donnant lieu, au moment de sa formation, à un grand dégagement de calorique.

L'amalgame de potassium se fait aussi très-bien à la température ordinaire, pourvu que le potassium ne soit point oxidé : c'est pourquoi les parcelles de potassium qu'on jette sur un bain de mercure s'agitent en tous sens, vont et viennent jusqu'à ce qu'elles soient entièrement dissoutes. En ne combinant le potassium qu'avec soixante-douze fois son poids de mercure, on obtient un amalgame qui est solide, très-fusible, blanc, qui cristallise facilement, et possède d'ailleurs les mêmes propriétés que le précédent.

L'amalgame liquide, mis en contact avec l'ammoniaque ou les sels ammoniacaux, donne lieu à un hydrure ammoniacal de potassium et de mercure, très-remarquable par son aspect métallique, sa consistance, sa facile décomposition (581).

Amalgame de sodium. — L'histoire de cet amalgame est la même que celle de l'amalgame de potassium, excepté que sa formation a lieu non-seulement avec dégagement de calorique, mais encore avec dégagement de lumière.

Amalgame formé de 1 *partie d'étain et de* 10 *parties de mercure.* — Liquide, ressemble au mercure, si ce n'est qu'il est moins coulant; se décompose par la chaleur; absorbe lentement le gaz oxigène de l'air; s'obtient en chauffant doucement le mercure avec l'étain.

L'amalgame qui résulte de l'union de 1 partie d'étain et de 3 de mercure est mou et cristallise facilement : on l'obtient très-solide à parties égales.

On se sert de l'amalgame d'étain pour étamer les glaces et les mettre au tain : d'abord on étend une feuille d'étain sur une table bien horizontale; ensuite on verse sur toutes les parties de cette feuille une certaine quantité de mercure, celui-ci y adhère par sa tendance à s'unir à l'étain, et y forme une couche assez épaisse; puis l'on glisse une glace de manière à couper cette couche en deux, et enfin on charge la glace de poids; bientôt la feuille se combine intimement avec le mercure, et forme un amalgame qui s'attache fortement aux parois de la glace, et lui donne la propriété de réfléchir les objets.

Amalgame formé de 1 *partie de bismuth et* 4 *de mercure.* — En partie liquide et en partie cristallisé; entre complètement en fusion à une température élevée; s'attache fortement aux corps avec lesquels on le met en contact; se décompose par la chaleur, etc.; se prépare comme le précédent.

On s'en sert pour étamer intérieurement des globes de verre : pour cela, l'on fait sécher les globes; l'on y verse, lorsqu'ils sont encore chauds, l'amalgame chaud lui-même et en parfaite fusion, et on le promène sur toute la surface du vase; une partie de l'amalgame se solidifie et donne lieu à un étamage qui est assez beau. Peut-être serait-il possible d'étamer les glaces de petite dimension avec l'amalgame d'étain par un procédé analogue : ce procédé offrirait de grands avantages, parce que l'on ne serait point obligé de réduire l'étain en feuilles, et que l'on pourrait employer l'étain ordinaire pour la préparation de l'amalgame.

Amalgame formé de 1 *partie d'argent et de* 8 *parties de mercure.* — Mou, blanc, très-fusible; cristallise facilement; se décompose par la chaleur; n'éprouve aucune altération dans son contact avec l'air; ne se dissout que dans une grande quantité de mercure; s'obtient en chauf-

fant jusqu'au rouge une partie d'argent en grenaille, projetant successivement cette grenaille dans 12 ou 15 parties de mercure chauffé à environ 200°, et comprimant ensuite le mélange pour le faire passer à travers une peau de chamois : tout le mercure en excès, retenant une certaine quantité d'argent en dissolution, passe à travers la peau, tandis que l'amalgame mou reste dans le nouet qu'on a formé.

Amalgame d'or. — L'histoire de l'amalgame d'or est la même que celle de l'amalgame d'argent, si ce n'est peut-être que l'or est un peu plus soluble dans le mercure que l'argent.

Cet amalgame est employé pour dorer le cuivre jaune ou le laiton.

La première opération à laquelle on soumet le laiton consiste à le calciner ou le recuire jusqu'au rouge; elle a pour objet de détruire les corps gras dont il pourrait être recouvert; mais comme il s'oxide en même temps que la graisse se brûle, il faut nécessairement le décaper, et c'est l'objet de la seconde opération : celle-ci se fait en plongeant le métal dans l'acide nitrique ou l'acide sulfurique faible; après quoi on le lave, et on le sèche en le frottant avec du son ou de la sciure de bois.

Le laiton étant ainsi préparé, on se procure du nitrate de mercure par les procédés ordinaires, et de l'amalgame d'or en chauffant, dans un creuset, du mercure et de l'or laminé. Alors on le mouille avec la dissolution mercurielle, qui le recouvre tout-à-coup de mercure, et l'on applique dessus et par-tout de l'amalgame avec une gratte-brosse. Certains doreurs, au lieu d'employer la dissolution de mercure, ne font usage que d'amalgame mêlé d'un peu d'acide nitrique. Dans tous les cas, on chauffe ensuite progressivement la pièce pour pouvoir étendre plus facilement l'amalgame et pour vaporiser le mercure.

Au sortir du feu, les uns font bouillir la pièce dans l'eau, d'autres dans la décoction de réglisse, d'autres dans celle de farine de marron d'Inde; tous en même temps la frottent pour la nettoyer.

La pièce sort toujours de cette opération d'un jaune sale. On ne parvient à lui donner la couleur de l'or qu'en la couvrant d'une bouillie composée d'eau, de sel, de nitre et d'alun, l'exposant au feu, la traitant par l'eau chaude, et l'essuyant.

Enfin, on la passe à la dent de loup lorsqu'on veut la brunir, et on la livre au commerce.

Alliages de Potassium (252).

253 *bis*. Ces alliages sont toujours solides, excepté ceux dont le mercure et le sodium font partie, qui sont quelquefois liquides; tous sont blancs et sapides en raison du potassium qu'ils contiennent; tous, en général, sont cassans, à moins qu'ils ne soient formés d'une très-petite quantité de potassium et d'une grande quantité de métal ductile, ou au contraire d'une très-petite quantité de métal ductile et d'une très-grande quantité de potassium (*a*); tous sont fusibles au-dessous de la chaleur rouge, excepté celui de fer; tous absorbent le gaz oxigène de l'air à la température ordinaire, de telle sorte que le potassium s'oxide, et que le métal auquel il est uni est mis en liberté, pourvu toutefois qu'il ne soit pas lui-même très-oxidable; enfin tous s'obtiennent en chauffant le potassium avec ces divers métaux dans des tubes de verre (251 *bis*). Il est très-probable qu'en chauffant les amalgames de palladium, de

(*a*) Lorsqu'on tient pendant long-temps de la tournure de fer en contact avec le potassium au rouge-brun, cette tournure absorbe une petite quantité de potassium, devient très-flexible, et quelquefois si molle, qu'on peut la couper très-facilement avec des ciseaux, et même la rayer avec l'ongle.

platine, d'or, d'argent avec le potassium, on parviendrait à faire des alliages de potassium et de platine, etc. : il en résulterait d'abord un alliage triple qui bientôt serait décomposé par une chaleur suffisante, et qui, laissant en contact le potassium et les autres métaux, molécule à molécule, leur permettrait de s'unir. Tous ces alliages se font avec dégagement de calorique, quelques-uns même avec dégagement de lumière : tels sont ceux d'antimoine, d'arsenic, de tellure et d'étain; il est facile de s'en convaincre en les préparant sur le mercure, dans une petite cloche courbe qui contient du gaz azote (pl. xx, fig. 3).

Il n'est utile d'étudier particulièrement que deux alliages de potassium : ce sont ceux que forme ce métal avec le mercure et le sodium. Le premier a été examiné (253) : nous allons décrire le second.

Alliage de potassium et de sodium. — Cet alliage est toujours plus fusible que le sodium; il l'est tantôt plus et tantôt moins que le potassium. Trois parties de sodium et une de potassium forment un alliage liquide à 0°, et qui, refroidi par un mélange de glace et de sel marin, se solidifie, cristallise et devient cassant; en augmentant la quantité de sodium, il devient de moins en moins fusible; en augmentant celle de potassium, il devient au contraire de plus en plus fusible : ce n'est que lorsque la quantité de potassium est très-grande qu'il commence à perdre de sa fusibilité. L'alliage qu'on forme avec 10 parties de potassium et une seule de sodium est même encore liquide à zéro, et présente la propriété très-remarquable d'être plus léger que l'huile de naphte ou de pétrole rectifiée; mais celui qu'on formerait avec 30 parties de potassium et une de sodium serait beaucoup moins fusible. Ces alliages sont plus ou moins volatils, très-sapides, cassans, blancs comme l'argent, cristallisent facilement. Exposés à l'air à la température ordinaire, ils s'altèrent promptement, en

absorbent peu à peu l'oxigène, l'eau et l'acide carbonique, et se transforment ainsi, au bout d'un certain temps, en sous-proto-carbonates. Plongés dans l'huile de naphte, ils s'altèrent même encore lorsque cette huile a le contact de l'air : le potassium s'oxide toujours et bien plus promptement que le sodium, de sorte que, quand le sodium est allié à un peu de potassium, on peut employer ce procédé pour le purifier; l'alliage étant cassant et le sodium ductile, il est facile de reconnaître l'époque à laquelle celui-ci est pur.

Les alliages de potassium et de sodium se préparent en chauffant ensemble ces métaux dans l'huile de naphte; cette huile doit être contenue dans une petite capsule ou plutôt dans un tube de verre. On peut encore faire ceux qui sont fusibles à la température ordinaire sans les exposer à l'action du feu; il ne faut pour cela qu'introduire dans un petit tube de verre des quantités convenables de potassium et de sodium, et exercer sur eux une légère pression : bientôt, en effet, on les voit s'allier et se liquéfier.

Alliages de Sodium (252).

254. L'histoire de ces alliages est sensiblement la même que celle des alliages de potassium. Tous se font, comme ceux-ci, avec dégagement de calorique; quatre seulement dégagent de la lumière au moment de leur formation; savoir : ceux de mercure, d'antimoine, de tellure et d'arsenic. (*Voyez*, pour plus de détails sur ces alliages, les *Recherches physico-chimiques*, tom. 1, pag. 111 et 217.)

Alliages d'Étain (252).

254 *bis*. On observe, en général, qu'il ne faut qu'une très-petite quantité d'étain pour diminuer singulièrement la

ductilité des métaux avec lesquels on l'allie, et les rendre beaucoup plus durs qu'ils ne le sont : un huitième ou même un dixième d'étain suffit souvent pour cela.

Parmi les alliages d'étain, il n'y en a que sept qui méritent d'être examinés : ce sont ceux que forme l'étain avec le mercure, le potassium, le sodium, le bismuth, le plomb, l'arsenic, le cuivre, le fer. Trois de ces alliages ont été étudiés en général ou en particulier (253, 253 *bis*, 254). Examinons maintenant les autres.

Alliage formé de 1 *partie d'étain et de* 2 *de plomb.* — Solide, d'un blanc gris, malléable, plus fusible que l'étain; sans action sur le gaz oxigène sec à la température ordinaire; absorbe lentement le gaz oxigène humide à cette température; les absorbe l'un et l'autre au degré de la chaleur rouge, et brûle comme un pyrophore, en donnant lieu à une combinaison d'oxide d'étain et d'oxide de plomb; se comporte avec l'air comme avec le gaz oxigène; n'existe point dans la nature; s'obtient très-facilement par le premier procédé dans un fourneau ordinaire (251 *bis*); est employé pour souder les tuyaux de plomb, et par cette raison connu sous le nom de *soudure des plombiers*.

Lorsqu'au lieu de combiner l'étain avec 2 parties de plomb on le combine avec 3 parties de ce métal, il en résulte un alliage qui brûle plus facilement encore que le précédent.

Alliage d'étain et de bismuth. L'on prétend que les potiers d'étain sont dans l'usage de combiner ce métal avec une petite quantité de bismuth pour obtenir un alliage plus dur : ce qu'il y a de certain, c'est que le bismuth donne de la dureté à l'étain.

Alliage formé de 3 *parties d'étain et de* 1 *partie d'arsenic.* — Blanc, très-brillant, très-cassant; cristallise en lames très-larges; plus fusible que l'arsenic, mais moins que l'étain; se décompose en partie lorsqu'on le chauffe

fortement ; absorbe le gaz oxigène à une température élevée, et se transforme en deutoxide d'arsenic qui se volatilise sous forme de vapeurs blanches, et en oxide d'étain fixe; n'existe point dans la nature; s'obtient en chauffant jusqu'au rouge-brun, dans un creuset couvert, 3 parties d'étain et une partie et demie d'arsenic (*a*).

On se sert de cet alliage dans les laboratoires pour préparer le gaz hydrogène arseniqué.

L'étain peut être rendu cassant par un vingtième de son poids d'arsenic.

Alliage formé de 11 *parties d'étain et de* 100 *de cuivre.* — Solide, jaunâtre, d'une densité plus grande que la moyenne des métaux qui le constituent; plus tenace, plus dur et plus fusible que le cuivre; légèrement malléable lorsqu'il est refroidi lentement ; très-malléable, au contraire, lorsqu'après l'avoir chauffé jusqu'au rouge, on le plonge dans de l'eau froide ; sans action sur le gaz oxigène sec à la température ordinaire; n'en a qu'une extrêmement lente sur ce gaz humide à cette température ; absorbe ce gaz, soit sec, soit humide, à l'aide de la chaleur, et donne lieu à de l'oxide d'étain et à de l'oxide de cuivre ; se comporte avec l'air comme avec le gaz oxigène; n'existe point dans la nature; s'obtient par le premier procédé (251 *bis*).

C'est en le préparant dans des fours à réverbère et le coulant dans des moules convenables, que l'on fait les bouches à feu et les statues de bronze.

M. Dussaussoy vient de faire un grand nombre d'expériences dans l'intention de déterminer s'il ne serait pas avantageux pour cette fabrication d'unir l'alliage au fer et au zinc ; il est arrivé à ce résultat, savoir : qu'on ne de-

---

(*a*) On met une partie et demie d'arsenic, parce qu'il s'en volatilise une certaine quantité.

vait ajouter tout au plus, sur 100 d'alliage, que 1 à 1 $\frac{1}{2}$ de fer-blanc ou 3 de zinc (*Ann. de Chimie et de Physique*, tom. v, p. 113 et 225); et qu'il fallait se servir plutôt de fer déjà uni à l'étain que de fer pur, parce que la combinaison se faisait plus facilement.

Alliage formé de 22 *parties d'étain et de* 78 *de cuivre.*— Solide, à grains fins et serrés, d'un blanc gris; un peu plus fusible que le précédent; cassant lorsqu'il est refroidi lentement; malléable dans le cas contraire; se comporte de la même manière avec le gaz oxigène et l'air; s'obtient par le premier procédé (251 *bis*).

Cet alliage est principalement employé pour faire les cloches. Quelquefois cependant celles-ci contiennent un peu de zinc et de plomb : par exemple, les cloches anglaises sont composées, suivant M. Thomson, de 80 de cuivre, de 10,1 d'étain, de 5,6 de zinc, et de 4,3 de plomb. Dans tous les cas, les métaux sont alliés au four à réverbère, et coulés comme pour la fabrication des bouches à feu.

On allie encore l'étain et le cuivre dans d'autres proportions pour faire, 1°. le *tam-tam* ou *gong* (*a*), les cymbales, les timbres des horloges et les miroirs de télescopes. Le tam-tam ou gong, d'après l'analyse que j'ai faite, il y a dix-sept à dix-huit ans, d'un fragment que M. Charles avait bien voulu me remettre, est formé d'environ 80 parties de cuivre et de 20 parties d'étain. Il en est de même des cymbales. Les timbres des horloges contiennent un peu plus d'étain et un peu moins de cuivre que le métal de cloche. Il paraît, d'après M. Watson, qu'on fait entrer un peu de zinc dans ceux des montres. Quant aux miroirs de télescopes, ils résultent d'environ 1 d'étain et 2 de cuivre. Ce dernier al-

(*a*) Instrument qui nous vient de la Chine, et qui produit un son très-éclatant par la percussion. C'est un disque peu épais, d'un assez grand diamètre, et dont les bords sont légèrement relevés.

liage est d'un blanc d'acier, très-dur, très-cassant, et susceptible d'un beau poli. On construit aussi des miroirs de télescopes avec un alliage quadruple de cuivre, d'étain, de platine et d'arsenic, qui semble avoir des avantages sur celui qui n'est formé que de cuivre et d'étain.

Les différens alliages de cuivre et d'étain dont nous venons de parler possèdent une propriété très-remarquable ; c'est que, comme l'a observé M. d'Arcet, ils deviennent très-malléables par la trempe. Prenez deux petits lingots refroidis lentement, l'un de métal de canon, l'autre de métal de cloche : le premier sera légèrement ductile, le second sera cassant ; faites-les rougir au feu et plongez-les dans l'eau froide ; tous deux acquerront la propriété de pouvoir être forgés. Cette observation est d'autant plus importante qu'elle nous mettra à même de faire les cymbales et les tam-tams, que nous étions obligés de tirer à grands frais de la Chine et de la Turquie. En effet, lorsqu'on examine ces instrumens, l'on reconnaît qu'ils ont été travaillés au marteau. Il faut donc que d'abord ils soient coulés, puis chauffés au rouge et plongés dans l'eau froide. Devenus malléables par la trempe, ils reçoivent la forme qu'ils ont, après quoi, sans doute, on les chauffe de nouveau jusqu'à un certain point, et on les laisse refroidir tranquillement pour les rendre plus ou moins aigres et leur donner beaucoup de sonorité. Au reste, M. d'Arcet ne tardera point à publier cet art, nouveau pour l'Europe, quoique depuis long-temps il soit pratiqué en Turquie.

Le cuivre et l'étain peuvent être facilement séparés l'un de l'autre par le procédé qui a été employé pendant la révolution pour exploiter le métal de cloche. Ce procédé, que nous allons décrire sommairement, est fondé sur la propriété qu'a l'étain d'être plus fusible et plus oxidable que le cuivre.

1°. On commence par oxider entièrement une certaine

quantité de métal de cloche, en le calcinant dans un fourneau à réverbère. La calcination étant achevée, l'oxide est retiré et pulvérisé.

2°. On met dans ce fourneau, ou dans un fourneau semblable, une nouvelle quantité de métal; on le fond, et on y ajoute la moitié de son poids d'oxide provenant de la première opération; puis, après avoir brassé le tout avec beaucoup de soin, on augmente le feu : il en résulte, au bout de quelques heures, d'une part, du cuivre sensiblement pur, et de l'autre, un composé d'oxide d'étain, d'oxide de cuivre, et d'une petite quantité de la terre du fourneau; ce composé se rassemble, sous forme de matières pâteuses appelées *scories*, à la surface du cuivre, qui alors est en parfaite fusion. Lorsque les scories sont dans cet état, elles doivent être enlevées avec un ringard, et le bain doit être coulé; elles sont reprises d'ailleurs pour être pulvérisées et séparées, par des lavages, des fragmens de cuivre qu'elles contiennent.

100 kilogrammes de métal de cloche fournissent environ, par ce moyen, 50 kilog. de cuivre qui ne contient que $\frac{1}{100}$ de matières étrangères.

3°. On mêle les scories avec $\frac{1}{8}$ de leur poids de charbon, et on chauffe fortement le mélange dans un fourneau à réverbère : de là résultent un alliage formé d'environ 60 parties de cuivre et de 40 parties d'étain, et des nouvelles scories bien plus riches en étain que les premières.

4°. On calcine cet alliage en se servant toujours pour cela du fourneau à réverbère, mais sans agiter la masse. Il se forme peu à peu, à la surface du bain, des couches d'oxide de l'épaisseur de 5 à 6 millimètres; ces couches ont une certaine solidité et sont composées de beaucoup plus d'oxide d'étain que d'oxide de cuivre. Cette opération doit être continuée jusqu'à ce que le métal qui reste dans le fourneau soit ramené au titre du métal de cloche :

alors on coule ce métal pour le soumettre aux mêmes opérations que le métal de cloche proprement dit.

5°. Les couches d'oxides qui se forment dans l'opération précédente sont réduites au fourneau à manche. (Voy. *Fourneau à manche*, 1223.) On réduit également dans ce fourneau les scories riches en étain, provenant de celles qui ont été traitées par le charbon dans le fourneau à réverbère, art. 3, et l'on retire par là un alliage composé d'environ 58 de cuivre et de 72 d'étain.

6°. On calcine ce nouvel alliage dans un fourneau à réverbère, de la même manière que l'alliage art. 4, jusqu'à ce qu'il soit au titre de ce dernier alliage, c'est-à-dire formé de parties à-peu-près égales d'étain et de cuivre; mais alors il ne se produit que de l'oxide d'étain pur ou presque pur. On enlève cet oxide, et on continue la calcination de manière à transformer l'alliage restant en oxides d'étain et de cuivre, et en métal de cloche, que l'on traite comme nous l'avons dit art. 5 et 1.

La couleur des couches d'oxides qui se forment est un signe suffisant pour reconnaître l'époque à laquelle il faut les enlever et suspendre l'opération : tant qu'elles sont blanches, c'est une preuve qu'elles ne contiennent que de l'oxide d'étain; lorsqu'elles deviennent grises, elles commencent à contenir de l'oxide de cuivre; et lorsqu'elles deviennent brunes-noirâtres, l'alliage est ramené au titre de métal de cloche.

7°. Enfin, on mêle l'oxide d'étain avec la dixième partie de son poids de charbon; on agglutine le mélange avec de l'eau, et on le traite au fourneau à manche : bientôt l'oxide d'étain se trouve réduit, et donne de l'étain presque pur. S'il contenait trop de cuivre, on le ferait fondre dans une chaudière de fonte, et on le laisserait refroidir au point où il cesserait de charbonner le papier : le cuivre, allié à une certaine quantité d'étain, se précipiterait au fond de

la chaudière sous forme d'une masse pâteuse, de sorte que le bain surnageant ne serait composé que d'étain ; on le puiserait, couche par couche, pour le mouler.

La première partie du procédé que nous venons d'exposer est due à Fourcroy, et la seconde, savoir, le traitement des scories, à MM. Anfrye et Lecour. D'abord tout le métal de cloche avait été exploité par le procédé de Fourcroy ; il en était résulté une grande quantité de scories dont on avait essayé vainement d'extraire l'étain et le cuivre, et dont on se servait pour raccommoder ou ferrer les chemins : c'est alors que MM. Anfrye et Lecour, s'étant occupés de cette extraction, réussirent si bien, que, dans l'espace de quelques années, ils versèrent dans le commerce plusieurs centaines de milliers de kilogrammes de cuivre et d'étain. Cependant, ils finissaient par obtenir des scories tellement chargées de terre qu'ils les abandonnaient. Ces scories furent traitées avec succès par M. Bréant ; mais son procédé n'ayant point été publié, nous ne pouvons en rien dire (*a*).

Cuivre étamé. — L'étamage de cuivre consiste à appliquer sur ce métal une couche très-mince d'étain ; il a pour objet de prévenir l'oxidation du cuivre. On commence par décaper ou désoxider la pièce de cuivre, en la saupoudrant d'hydro-chlorate d'ammoniaque, la chauffant et la frottant avec ce sel au moyen d'une étoupe. Lorsque le cuivre est devenu très-brillant, on met une quantité d'étain convenable sur cette pièce, en ayant soin de la tenir toujours sur le feu. Bientôt celui-ci entre en fusion : alors on l'étend par le frottement sur toute la surface de la pièce de cuivre, et l'on continue de frotter jusqu'à ce que l'étamage

(*a*) L'on trouvera dans les Annales de Chimie, tom. XLI, pag. 167, un rapport fait à l'Institut sur l'établissement formé par MM. Anfrye et Lecour pour extraire le cuivre et l'étain des scories du métal de cloche.

soit achevé. Quelquefois on ajoute une petite quantité de résine pour prévenir l'oxidation de l'étain. L'étamage, même le mieux fait, n'est pas de longue durée, parce que, outre que la couche d'étain est très-mince, elle n'est point unie au cuivre; elle n'est réellement que superposée.

Alliage formé de 8 *parties d'étain et de* 1 *partie de fer.* — Solide, cassant, à grains fins et serrés, d'un blanc gris, fusible un peu au-dessous de la chaleur rouge; sans action sur le gaz oxigène sec ou humide à la température ordinaire; absorbe ce gaz à l'aide de la chaleur, et donne lieu à de l'oxide de fer et d'étain; s'obtient par le premier procédé (251 *bis*), en donnant le coup de feu à la forge, et recouvrant le mélange de verre pilé.

Cet alliage a été jusqu'ici sans usages; on commence actuellement à l'employer pour étamer le cuivre; ce nouvel étamage dure plus de quatre fois autant que l'autre, et est sans inconvénient.

Le fer-blanc n'est que de la tôle ou du fer laminé, dont les deux surfaces sont recouvertes d'une petite quantité d'étain. C'est en décapant ou désoxidant d'abord la tôle, la plongeant ensuite dans un bain de suif, puis dans un bain d'étain couvert de suif fondu, et la soumettant enfin à quelques autres opérations, qui ont pour objet de rendre plus égale la couche de l'étain, qu'on fait le fer-blanc. (*Voyez* la description de ce procédé, *Annales de Chimie et de Physique*, t. XII.)

Le fer-blanc anglais a obtenu, jusque dans ces derniers temps, la prééminence sur le fer-blanc français; mais, depuis quelques années, il s'en fait en France, dans plusieurs fabriques, qui ne laisse rien à désirer.

Les fourchettes de fer s'étament par un procédé analogue, puisqu'il consiste à les récurer avec du sablon, à les plonger dans un bain d'étain couvert de sel ammoniac, et à les frotter avec des étoupes.

Lorsque l'on expose une feuille de fer-blanc à la vapeur de l'acide hydro-chlorique, ou que l'on verse à plusieurs reprises, sur cette feuille, un liquide chaud composé de 2 parties d'acide nitrique du commerce, 3 d'acide hydro-chlorique liquide concentré, et 8 d'eau, qu'on tient ensuite la feuille dans un bain légèrement acidulé, et qu'on la lave, on obtient un produit qui a été observé pour la première fois, par M. Alard, il y a quelques années, et qui est connu sous le nom de *moiré métallique*. Dans cette expérience, on ne fait évidemment que dissoudre la couche superficielle d'étain qui est très-unie, et découvrir les autres qui se composent d'une foule de cristaux. Le moiré consiste donc dans une véritable cristallisation, et par conséquent il variera d'aspect selon que cette cristallisation variera elle-même. Veut-on imiter la nacre de perle, il faut s'y prendre comme nous venons de le dire; s'agit-il de produire des cristallisations en étoiles, en feuilles de fougère, il suffit de chauffer le fer-blanc dans des endroits déterminés de manière à fondre l'étain; se propose-t-on de faire un dessin *granite*, etc., on élèvera la température du fer-blanc presque jusqu'au rouge, et l'on versera dessus le mélange d'acide et d'eau précédemment indiqué, mais à froid, ou l'on plongera le fer-blanc même dans la liqueur. (Baget, *Annales de Chimie et de Physique*, t. VIII, p. 173.) Dans tous les cas, pour augmenter les reflets du moiré, il est indispensable de recouvrir les feuilles d'un vernis transparent et sans couleur, ou coloré en raison de l'objet qu'on cherche à imiter.

Alliages de Bismuth (252).

Trois seulement sont remarquables, savoir : l'amalgame de bismuth, l'alliage d'étain et de bismuth, l'alliage d'étain, de bismuth et de plomb. (*Voyez* 253, 254 *bis*, 262.)

Des Alliages de Plomb (252).

255. Il paraît qu'à parties égales, tous les alliages de plomb avec les métaux ductiles sont cassans, excepté ceux de zinc et d'étain; il paraît même, d'après M. Hatchett, que l'or peut être rendu cassant par $\frac{1}{1920}$ de plomb. (*Traduction des Expériences de M. Hatchett sur les alliages d'or, etc.*, par M. Lerat.) Le plomb, en se combinant avec les métaux, ne forme que sept alliages dont il soit utile d'étudier les propriétés. Ces alliages proviennent de la combinaison du plomb avec le mercure, le potassium, le sodium, l'étain, l'antimoine, l'argent et l'or. Quatre de ces alliages ont été examinés en général ou en particulier (253, 253 *bis*, 254, 254 *bis*). Etudions les trois autres.

Alliage formé de 20 parties d'antimoine et de 80 parties de plomb. — Solide, malléable, beaucoup plus dur que le plomb; fusible au-dessous de la chaleur rouge-cerise; sans action sur le gaz oxigène sec ou humide à la température ordinaire; absorbe ce gaz à l'aide de la chaleur sans dégagement de lumière, et donne lieu à une combinaison jaune d'oxide de plomb et d'antimoine; n'existe point dans la nature; s'obtient par le premier procédé (251 *bis*).

C'est avec cet alliage que l'on fait les caractères d'imprimerie. Quelquefois cependant l'on y ajoute quelques centièmes de cuivre.

Lorsque l'alliage est formé de parties égales d'antimoine et de plomb, il est cassant; lorsqu'il est formé de 16 parties de plomb et de une d'antimoine, il est semblable au plomb, excepté qu'il est un peu plus dur.

Alliage formé de 7 parties de plomb et de 1 partie d'argent. — Blanc-grisâtre, moins ductile que le plomb, et à plus forte raison que l'argent; un peu moins fusible

que le premier de ces métaux ; absorbe le gaz oxigène de l'air à la température rouge, de manière à se transformer en oxide de plomb qui se vitrifie, et en argent pur. S'il contenait du cuivre, celui-ci s'oxiderait également, se combinerait et se vitrifierait avec l'oxide de plomb, de sorte qu'on obtiendrait encore l'argent pur ou presque pur. C'est sur cette propriété qu'est fondé l'art de faire des essais d'argent, et d'exploiter la plupart des mines d'argent en Europe (1237 et 2077).

Le plomb se combine facilement avec l'argent, en les chauffant ensemble dans un creuset.

Alliage formé de 1 *partie de plomb et de* 11 *parties d'or.* — Jaune pâle; si fragile qu'il se brise comme le verre ; terne, surtout intérieurement, à tel point qu'il offre dans sa cassure l'aspect de la porcelaine ; plus dur et plus fusible que l'or ; sans action sur l'air à la température ordinaire ; en absorbe le gaz oxigène à la chaleur rouge, et se transforme en oxide de plomb qui se vitrifie, et en or pur ou presque pur. Du reste, son histoire est la même que celle de l'alliage d'argent.

D'après M. Hatchett, il suffit d'exposer l'or à la vapeur du plomb pour le rendre cassant : c'est ce qui ne paraîtra point étonnant si réellement il n'exige que $\frac{1}{1920}$ de son poids de ce métal pour acquérir cette propriété. Or, comme on est obligé d'allier l'or avec une certaine quantité de cuivre pour en faire des vases, des ornemens ou bien de la monnaie, il faut bien se garder d'employer du cuivre qui contiendrait quelques atomes de plomb.

Alliages de Cadmium (252).

La plupart des alliages du cadmium sont aigres et sans couleur. Trois seulement ont été examinés avec exactitude, savoir : celui de cuivre, celui de platine et celui de mercure.

Le mercure s'unit facilement au cadmium, même à froid; l'amalgame est d'un très-beau blanc d'argent; son tissu est grenu et cristallisé : les cristaux sont des octaèdres, et composés de 100 de mercure et de 27,78 de cadmium; cet amalgame est dur et très-fragile; sa densité est plus grande que celle du mercure; une chaleur de 75° suffit pour le fondre.

100 parties de platine, chauffées avec le cadmium jusqu'à ce que l'excès de ce dernier soit volatilisé, en ont retenu 117,3. L'alliage est très-blanc, très-aigre, difficile à fondre, et son tissu est extrêmement fin.

L'alliage formé de 100 parties de cuivre et de 84,2 de cadmium a une couleur blanche tirant un peu au jaune clair; son tissu est lamelleux; il est très-aigre; il l'est même encore d'une manière sensible quand le cadmium n'entre que pour un centième dans l'alliage. Exposé à une chaleur capable de fondre le cuivre, il laisse dégager tout le cadmium qu'il contient. Voilà pourquoi le laiton fabriqué avec des mines de zinc où se trouve du cadmium est aussi bon que celui qu'on fait avec de la calamine pure; et c'est aussi par cette raison que la tutie, ou l'oxide de zinc, qui se dépose dans les cheminées des fourneaux où l'on allie le zinc au cuivre, renferme assez souvent une certaine quantité d'oxide de cadmium.

Alliages d'Arsenic (252).

255 *bis*. Tous les métaux, même les plus ductiles, excepté le cuivre, deviennent cassans en se combinant avec 0,1 de leur poids d'arsenic. Il en est même qui n'en exigent que 0,01 à 0,02 pour perdre sensiblement leur ductilité : tel est particulièrement l'or. Plusieurs alliages d'arsenic sont capables d'être complètement et facilement décomposés par le feu dans des vaisseaux fermés : nous citerons pour exemple ceux d'or et d'argent. Tous, sans exception,

sont décomposés par cet agent dans des vaisseaux ouverts : alors il se forme de l'oxide d'arsenic qui se volatilise et paraît sous forme de vapeurs blanches, tandis que le métal qui était uni à l'arsenic reste libre s'il appartient à la dernière section ; ou passe lui-même à l'état d'oxide, le mercure excepté, s'il appartient aux cinq premières (*a*).

Quoiqu'il n'y ait que deux alliages d'arsenic qui soient de quelque utilité, il y en a six qui méritent d'être étudiés : ce sont ceux à base de mercure, de sodium, d'étain, de cuivre, de fer, de platine : trois ont été examinés en général ou en particulier (253 *bis*, 254, 254 *bis*) : examinons les trois autres.

Alliage formé de 1 *partie d'arsenic et de* 10 *parties de cuivre.* — Blanc, légèrement ductile, plus dur et plus fusible que le cuivre, sans action sur le gaz oxigène de l'air à la température ordinaire, absorbe facilement ce gaz à une température élevée, et se convertit en deutoxide d'arsenic volatil et en oxide de cuivre fixe; s'obtient en faisant chauffer jusqu'au rouge, dans un creuset de terre couvert, 10 parties de tournure de cuivre et un peu plus d'une partie d'arsenic. L'on prétend qu'on fait, ou qu'on faisait autrefois, des cuillers et différens vases avec le cuivre allié à l'arsenic en certaines proportions.

Alliage formé de 1 *partie d'arsenic et de* 2 *parties de fer.* — Blanc-grisâtre, sans action sur l'aiguille aimantée, très-cassant, beaucoup plus fusible que le fer; absorbe le gaz oxigène de l'air à l'aide de la chaleur, et se convertit en deutoxide d'arsenic, volatil, et en oxide de fer, fixe; s'obtient en mêlant une partie de fer en limaille avec un peu plus d'une demi-partie d'arsenic en poudre, plaçant le

(*a*) Cependant il serait possible que, dans quelques circonstances, il se fît une petite quantité d'arséniate, surtout dans la calcination des alliages d'arsenic et de potassium ou de sodium. Ces arséniates étant fixes, il en résulterait que tout l'arsenic ne serait point volatilisé.

mélange dans un creuset couvert, et le chauffant dans un fourneau à réverbère jusqu'à ce que l'alliage soit fondu. Quand l'alliage ne contient que la cinquième partie d'arsenic, il est encore sensible à l'aiguille aimantée.

Alliage formé de 20 *d'arsenic et de* 2 *de platine.* — Blanc-gris, très-cassant, fusible un peu au-dessus de la chaleur rouge; sans action sur l'air à la température ordinaire, en absorbe le gaz oxigène à l'aide de la chaleur, et se transforme en deutoxide d'arsenic qui se volatilise, et en platine pur; s'obtient en employant les mêmes précautions que pour la préparation de l'alliage précédent.

C'est en unissant l'arsenic avec le platine, et en décomposant ensuite cet alliage par la chaleur et l'air, que Jeannetty a extrait pendant long-temps ce métal précieux de sa mine.

Alliages de Zinc (252).

256. Un seul mérite d'être examiné: c'est celui qui résulte de la combinaison de 20 à 40 parties de zinc avec 80 à 60 parties de cuivre: il est connu dans le commerce sous les noms de *cuivre jaune*, de *laiton*; il prend aussi quelquefois ceux de *similor*, d'*or de Manheim*; dans quelques ouvrages anciens, on l'appelle même encore *alliage du prince Robert.*

Cet alliage, dont la densité varie entre 7,824 et 8,441, est jaune, très-malléable et très-ductile à froid, fragile à une température élevée (250 *bis*), beaucoup moins bon conducteur du calorique que le cuivre, plus fusible que celui-ci, quoiqu'il n'entre en fusion qu'au-dessus de la chaleur rouge. Probablement qu'il laisse dégager un peu de zinc, lorsqu'on l'expose à un feu de forge. Sans action sur le gaz oxigène sec, à la température ordinaire, il en exerce une légère sur le gaz oxigène humide à cette température; il absorbe ce gaz sec ou humide à l'aide

de la chaleur, et donne lieu à de l'oxide de zinc et à de l'oxide de cuivre; enfin il se comporte avec l'air comme avec le gaz oxigène, n'existe point dans la nature, et s'obtient par le premier procédé (251 *bis*), avec quelques précautions qu'il faut indiquer.

La préparation du laiton se fait, tantôt en unissant directement le cuivre avec le zinc métallique, à la manière ordinaire, tantôt en chauffant ensemble un mélange de charbon, de cuivre, et de calamine (composé d'oxide de zinc, de silice et d'eau) qu'on trouve très-abondamment dans la nature (524); mais comme la calamine contient quelquefois de l'oxide de fer et des sulfures métalliques, il est nécessaire de choisir la plus pure, et même de la griller pour brûler le soufre qu'elle pourrait contenir : on la grille facilement dans un fourneau à réverbère, chauffé par le charbon de terre. Lorsqu'elle est bien grillée, on la concasse au moyen de meules verticales; on la broie ensuite au moyen de meules horizontales; quelquefois même on la blute ou on la tamise pour l'obtenir en poudre plus fine : c'est dans cet état qu'on l'emploie. On prend 50 parties de cette calamine, on la mêle intimement avec 20 parties de charbon, et on stratifie ce mélange dans de grands creusets, avec 30 parties de cuivre en lames ou plutôt en grenaille. Ces creusets, étant convenablement chargés, doivent être exposés à l'action d'une haute température : l'oxide de zinc se réduit, et le zinc se combine avec le cuivre, à-peu-près dans le rapport de 3 à 7. La combinaison étant faite, on retire les creusets du feu, on réunit le laiton de plusieurs creusets en un seul, on le met en pleine fusion, et on le coule en planches du poids de 40 à 45 kilogrammes, dans des moules ordinairement de granit.

Nous venons de dire que le laiton était formé de zinc et de cuivre; mais, d'après des observations récentes de M. Chaudet, il paraît qu'il contient quelquefois 0,02 à 0,03

de plomb. Il paraît même que ce métal lui donne des propriétés qui le font rechercher par les tourneurs sur métaux. En effet, M. Chaudet, ayant eu occasion de faire l'analyse de trois échantillons de cuivre jaune, trouva que deux de ces échantillons estimés pour les ouvrages au tour, et ne convenant point pour les ouvrages au marteau, en contenaient, sur 100, l'un 2,86 et l'autre 2,15; que le troisième, au contraire, prisé pour les ouvrages au marteau, et d'un emploi difficile pour les ouvrages au tour, n'en contenait pas de traces. Il s'est assuré, d'ailleurs, qu'en combinant avec celui-ci les quantités de plomb précédentes, il le rendait moins ductile, et lui donnait toutes les qualités qu'y désirent trouver les tourneurs (*Annales de Chimie et de Physique*, t. V, pag. 321.)

C'est principalement à Liége, à Namur, dans l'ancien département de la Roër et dans le pays de Nuremberg, que se fabrique le laiton.

Ses usages sont bien connus. L'on s'en sert pour faire un grand nombre d'instrumens de physique et différens vases de ménage, tels que des chaudières, des poêlons, etc.; il est employé aussi pour faire des épingles, des cordes d'instrumens de différentes grosseurs, des roulettes, des truelles, etc.

Alliages d'Antimoine (252).

256 *bis*. Parmi les alliages d'antimoine, il n'y en a que cinq qui nous offrent quelques propriétés remarquables : ce sont les alliages d'antimoine et de potassium, de sodium, de plomb, de cuivre, d'or et de fer. Les trois premiers ont déjà été examinés en général et en particulier (253 *bis*, 254, 255); il ne nous reste plus qu'à dire un mot des deux derniers.

Alliage formé d'environ 25 parties d'antimoine et de 75 de cuivre. — Cassant, lamelleux, violet, susceptible

d'un beau poli, plus fusible que le cuivre, etc.; s'obtient facilement en chauffant ensemble le cuivre et l'antimoine dans un creuset.

L'alliage cesse d'être violet quand il est formé de parties égales d'antimoine et de cuivre; à plus forte raison, quand la quantité d'antimoine est plus grande que celle du cuivre : alors il devient blanchâtre.

Alliage d'antimoine et d'or. — Cet alliage est remarquable en ce qu'il est cassant pour peu qu'il contienne d'antimoine. D'après M. Hatchett, l'or perd sa ductilité en se combinant avec $\frac{1}{1920}$ de son poids d'antimoine.

Alliage d'antimoine et de fer. — Cet alliage mérite d'être remarqué pour la propriété qu'il a de faire feu avec la lime, quand il se compose d'une partie d'antimoine et de deux parties de fer.

Alliages d'Argent (252).

257. Les combinaisons de l'argent avec le mercure, le plomb, le cuivre, l'or, sont les seuls alliages d'argent qui présentent de l'intérêt. Les deux premiers ont été étudiés (253, 255). Nous allons nous occuper des deux autres.

Ces deux alliages sont ductiles, quelle que soit la quantité d'argent, de cuivre ou d'or qui les compose; ils le sont plus ou moins selon la proportion de ces métaux.

Alliage formé de 9 parties d'argent et de 1 de cuivre. — Blanc, moins ductile et plus fusible que l'argent, sans action sur l'air sec ou humide, à la température ordinaire; en absorbe l'oxigène à la chaleur rouge, et se transforme, dans un espace de temps plus ou moins considérable, à une température capable de le fondre, en oxide de cuivre et en argent presque pur; s'obtient en fondant ensemble l'argent et le cuivre dans un creuset.

C'est avec l'alliage dont nous venons de parler qu'on fait en France toute la monnaie d'argent : celle de billon

contient beaucoup plus de cuivre ; elle est formée de 4 parties de ce métal et d'une partie d'argent. Tous les ustensiles, vases et ornemens d'argent, résultent également de la combinaison du cuivre avec l'argent. Les uns, tels que les couverts et la vaisselle, résultent de 9 parties et demie d'argent et une demi-partie de cuivre; et les autres, tels que les bijoux, etc., de 8 parties d'argent et 2 de cuivre. Ces différentes proportions dans lesquelles on allie l'argent au cuivre constituent ce qu'on appelle les *titres de l'argent*.

On dit de ces alliages qu'ils sont à un *titre* d'autant plus élevé qu'ils contiennent plus d'argent : ainsi, un lingot d'argent qui, sur 1000 parties, contient 950 d'argent, est au titre de $\frac{950}{1000}$. On voit, d'après cela, que la monnaie d'argent est au titre de $\frac{900}{1000}$; celle de billon au titre de $\frac{200}{1000}$; et que tous les ouvrages d'orfévrerie sont tantôt au titre de $\frac{950}{1000}$, et tantôt à celui de $\frac{800}{1000}$.

On détermine facilement le titre d'une pièce quelconque d'argent, en exposant un gramme de cette pièce avec plusieurs grammes de plomb, à une température élevée, dans une petite coupe ou coupelle poreuse, ordinairement faite avec des os calcinés. D'abord il se forme un alliage triple ; mais bientôt le plomb et le cuivre s'oxident, se vitrifient, s'infiltrent à travers les pores de la coupelle, et laissent l'argent pur, dans cette coupelle, sous forme d'un petit bouton. (*Voyez* article *Analyse*, tome IV.)

Outre les usages précédens, on se sert encore de l'alliage de cuivre et d'argent pour souder l'argent; mais alors on l'emploie au titre de $\frac{300}{1000}$ à $\frac{400}{1000}$: sans cela il ne serait point assez fusible.

Alliage d'or et d'argent. — Sa dureté est plus grande que celle de l'un des deux métaux qui le composent, et sa fusibilité plus grande que celle de l'or. Sa couleur varie : elle est verdâtre lorsque l'argent n'entre que pour

une petite quantité dans l'alliage; elle est blanche lorsqu'il y entre pour les $\frac{2}{3}$.

Dans aucun cas, soit à la température ordinaire, soit à une température élevée, l'alliage ne s'oxide dans son contact avec le gaz oxigène ou l'air atmosphérique. On l'obtient en faisant fondre l'argent et l'or dans un creuset.

L'or qu'on trouve dans la nature est toujours combiné avec une petite quantité d'argent. Il en est presque toujours de même de l'argent naturel par rapport à l'or. Aussi les lingots d'or et les lingots d'argent du commerce contiennent-ils toujours, les premiers un peu d'argent, et les seconds un peu d'or. Ce n'est que lorsque les lingots d'argent contiennent au moins trois millièmes d'or qu'on peut extraire celui-ci avec avantage.

En combinant 708 parties d'or pur avec 292 parties d'argent pur, on obtient un alliage vert, que l'on appelle *or vert*.

Le vermeil n'est que de l'argent doré avec un amalgame d'or. Cette dorure se fait comme celle du cuivre (253).

Alliages de Cuivre (252).

258. Le cuivre forme sept alliages, dont il est utile d'étudier les propriétés d'une manière particulière. Ces alliages résultent de la combinaison de ce métal avec l'étain, l'arsenic, le zinc, l'antimoine, l'argent et l'or. Les six premiers ont été examinés en général ou en particulier (254 *bis*, 255 *bis*, 256, 256 *bis*, 257). Nous allons examiner le dernier ou celui de cuivre et d'or, qui est toujours plus ou moins ductile, quelles que soient les quantités d'or et de cuivre qui le composent.

Alliage formé d'une partie de cuivre et de 9 parties d'or. — Jaune d'or; moins ductile, plus dur et plus fusible que l'or; sans action sur le gaz oxigène sec ou hu-

mide à la température ordinaire ; absorbe ce gaz à une chaleur rouge, et se transforme, à un degré de chaleur capable de le fondre, en oxide de cuivre et en or presque pur ; se comporte avec l'air comme avec le gaz oxigène ; n'existe point dans la nature ; s'obtient en fondant ensemble le cuivre et l'or dans un creuset.

C'est avec cet alliage qu'on fait en France la monnaie d'or (*a*). Les vases, les ornemens, et en général tous les ustensiles d'or sont aussi formés d'or et de cuivre. Les uns sont au titre de $\frac{920}{1000}$; les autres sont au titre de $\frac{840}{1000}$; enfin il en est qui sont à $\frac{750}{1000}$. Il existe donc trois titres pour les ouvrages d'or, tandis qu'il n'en existe que deux pour les ouvrages d'argent. Nous devons faire observer que comme l'or naturel contient toujours une petite quantité d'argent qu'on ne pourrait en séparer avec avantage, il s'ensuit que cet argent fait nécessairement partie des monnaies, ainsi que de tous les ouvrages en or ; en sorte que, rigoureusement parlant, ces monnaies et ouvrages sont des alliages triples, mais qui contiennent toujours la quantité d'or énoncée dans les titres précédens. La présence de cette petite quantité d'argent rend la détermination du titre d'une pièce d'or plus difficile que celle d'une pièce d'argent. En effet, après avoir traité une partie de cette pièce par le plomb, à une haute température, dans un vase poreux comme nous l'avons dit précédemment (257), et en avoir séparé ainsi tout le cuivre, il faut en séparer l'argent ; mais l'on ne peut bien séparer ces deux métaux que par l'acide nitrique. Or, la quantité d'argent étant trop petite, l'acide ne dissoudrait que les parties de ce métal qui sont à la surface : de là la nécessité d'ajouter de l'argent : on en emploie

(*a*) Dans les monnaies, on se sert de creusets de plombagine très-épais pour allier l'or au cuivre, et de creusets de fer battu pour l'allier à l'argent. Dans les deux cas, on brasse l'alliage avec beaucoup de soin, et on l'essaie de temps en temps.

ordinairement trois fois autant que d'or. On met l'argent, l'or et le plomb dans la coupelle ; on obtient par ce moyen, après la coupellation, un alliage très-riche en argent, qui, laminé et mis en contact avec l'acide nitrique, cède à celui-ci tout l'argent qu'il contient ; de sorte que l'or restant parfaitement pur, il ne s'agit plus que de le mettre dans la balance pour en apprécier le poids. (*Voyez* IVe volume, article *Essai d'or.*)

Alliages d'Or (252).

259. De tous les alliages que peut former l'or, il n'en est que cinq dont les propriétés doivent être étudiées d'une manière particulière : ce sont ceux qui résultent de l'union de ce métal avec le mercure, le plomb, l'argent, le cuivre et le platine. Les quatre premiers ont été examinés (253, 255, 257, 258). Nous allons examiner celui d'or et de platine.

Alliage de platine et d'or. — Cet alliage, dont se sont occupés successivement MM. Lewis, Vauquelin, Klaproth, et surtout Hatchett, est remarquable par la grande quantité d'or qui doit entrer dans sa composition pour devenir légèrement jaune. Celui qui est formé de 4 parties d'or et d'une partie de platine a sensiblement la même couleur que le platine pur : l'alliage est encore blanc lors même qu'il contient onze fois autant d'or que de platine ; il ressemble alors à de l'argent terni, et est très-ductile et très-élastique. Dans tous les cas, cet alliage est plus fusible que le platine, et d'autant plus qu'il contient plus d'or. Il n'agit en aucune manière sur le gaz oxigène et sur l'air, soit à chaud, soit à froid : cependant il est attaquable par l'acide nitrique, ainsi que M. Vauquelin l'a reconnu, quoique cet acide soit sans action sur les métaux non alliés (378 *bis*).

L'or et le platine ne peuvent se combiner qu'à une très-

haute température : on doit donc employer la forge pour les allier.

A une certaine époque, l'on a craint qu'on ne fît usage du platine pour faire de la fausse monnaie en l'alliant à l'or; mais les propriétés de cet alliage ont bientôt dissipé ces craintes, d'autant plus qu'il est extrêmement facile de reconnaître par la coupellation, à l'aspect que prend le bouton, quelques millièmes de platine dans l'or.

Alliages de Fer (252).

260. Quoique le fer puisse former un grand nombre d'alliages, il n'y en a que trois qu'il soit utile d'examiner : ce sont les alliages à base de potassium, d'étain, d'arsenic. L'examen en a été fait en général ou en particulier (253 *bis*, 254 *bis*, 255 *bis*). Nous ajouterons seulement : 1°. relativement à l'alliage de fer et de platine, qu'il est aisé de l'obtenir, qu'il entre assez facilement en fusion, et que par conséquent il faut se garder de mettre le fer en contact avec les vases de platine à une haute température; 2°. qu'il est difficile de combiner le fer avec le cuivre, et que la combinaison ne se fait bien que par l'intermède de l'étain; 3°. qu'il paraît impossible d'allier le fer à l'argent.

Alliages de Platine (252).

261. Le platine ne forme que deux alliages qu'on doive considérer en particulier : ce sont ceux à base d'arsenic et d'or : ils ont été examinés (255 *bis*, 259).

Tels sont tous les divers alliages binaires employés dans les arts, ou remarquables par quelques propriétés qu'il est essentiel de connaître. Occupons-nous maintenant de l'étude des alliages ternaires et quaternaires, etc.

Des Alliages ternaires et quaternaires, etc.

262. Il est sans doute possible de faire un grand nombre d'alliages ternaires et quaternaires, puisque les métaux s'unissent presque tous les uns avec les autres, et en toutes proportions (250) : cependant on n'en connaît encore qu'un très-petit nombre. Ceux dont nous parlerons sont : 1°. l'alliage triple de bismuth, d'étain et de plomb; 2°. l'alliage triple de zinc, de mercure et d'étain; 3°. l'alliage quadruple de mercure, d'étain, de bismuth et de plomb; 4°. l'alliage de platine, de fer, de cuivre, de plomb, de palladium, de rhodium.

Alliage formé de 2 parties de mercure, d'une partie de zinc et d'une partie d'étain. — Extrêmement fragile; décomposable par la chaleur, de telle manière que le mercure se volatilise, et que le zinc reste allié à l'étain; s'oxide lentement par le gaz oxigène humide à la température ordinaire; absorbe facilement ce gaz à l'aide de la chaleur, et se transforme en oxides de zinc et d'étain et en mercure; se comporte avec l'air comme avec le gaz oxigène; s'obtient en faisant fondre les trois métaux dans un creuset; est employé en poudre ou incorporé à la graisse, pour frotter les coussins des machines électriques.

Alliage formé de 8 parties de bismuth, de 5 parties de plomb et de 3 parties d'étain. — Gris de plomb; fusible dans l'eau bouillante et même dans celle qui n'est qu'à 90°; sans action sur le gaz oxigène sec à la température ordinaire; s'oxide lentement par le contact du gaz oxigène humide; absorbe ce gaz au moyen de la chaleur, et donne naissance à des oxides de bismuth, de plomb et d'étain; se comporte avec l'air comme avec le gaz oxigène; n'existe point dans la nature; s'obtient en fondant les trois métaux ensemble dans un creuset.

Cet alliage est employé pour clicher les médailles. En y

ajoutant un peu de mercure, il devient beaucoup plus fusible, et peut-être qu'alors l'on pourrait s'en servir pour faire des injections anatomiques.

Quant à l'alliage formé de platine, de fer, de cuivre, de plomb, de rhodium, de palladium, et d'un peu de soufre, alliage qui existe dans la nature (165), et d'où l'on extrait le platine, nous ne l'examinerons qu'à l'époque où nous nous occuperons de l'extraction de ce métal (1215).

LIVRE SEPTIÈME.

Des Corps brûlés binaires.

263. Après avoir examiné, dans le Livre précédent, les combinaisons des corps combustibles les uns avec les autres, nous devons nous occuper de celles qu'ils peuvent former avec l'oxigène. Ces combinaisons sont binaires, ou ternaires, ou quaternaires, très-rarement plus compliquées. Les premières constituent les oxides et la plupart des acides minéraux; et les autres forment les sels, les composés d'oxides, les composés d'acides, les oxides sulfurés, phosphorés, etc., et généralement tous les corps connus jusqu'à présent, à part ceux que nous venons de nommer, ou dont il a été question précédemment.

La marche à suivre dans l'étude de ces composés sera la même que celle que nous avons suivie jusqu'à présent. Nous commencerons par traiter des composés les plus simples: après quoi nous traiterons de leur action réciproque, puis des composés un peu plus compliqués, etc., etc. Or, les composés les plus simples étant les combinaisons binaires, nous allons les examiner d'abord: leur histoire est des plus importantes; elle fera l'objet des quatre cha-

pitres suivans, qui seront consacrés, les deux premiers aux oxides et aux acides non métalliques, et les deux derniers aux oxides et aux acides métalliques.

CHAPITRE PREMIER.

DES OXIDES BINAIRES NON MÉTALLIQUES.

264. Ces oxides sont au nombre de huit : l'eau ou le protoxide d'hydrogène, le deutoxide d'hydrogène, l'oxide de phosphore, l'oxide de carbone, l'oxide de sélénium, l'oxide de chlore, le protoxide et le deutoxide d'azote.

Le premier de ces oxides, comme tout le monde sait, est liquide à la température ordinaire ; il en est de même du second ; le troisième est solide, et les cinq derniers gazeux. Aucun ne rougit les couleurs bleues. Aucun d'ailleurs, et c'est là surtout ce qui distingue les oxides non métalliques des oxides métalliques proprement dits, ne se combine avec les acides, de manière à les saturer et à donner naissance à des sels.

Il existe peut-être un oxide de bore et un oxide de soufre : jusqu'ici l'existence de ces deux oxides n'est point assez évidente pour être admise.

De l'Eau ou Protoxide d'Hydrogène.

265. *Propriétés physiques.* — L'eau est transparente, sans couleur, sans odeur, sans saveur, élastique, capable de transmettre les sons et de mouiller la plupart des corps.

Elle peut supporter un poids considérable sans changer de volume ; et cette propriété, qu'elle possède avec tous les liquides, est sans doute l'une des plus remarquables qui soient communes à ceux-ci. Que l'on prenne un tube recourbé, semblable à celui dont Boyle et Mariotte se sont

servis pour comprimer l'air (110) ; que l'on mette de l'eau dans la branche la plus courte et du mercure dans la branche la plus longue, et l'on verra que, soit qu'il y ait peu ou beaucoup de mercure, le volume de l'eau ne changera pas. Il suit de là que si l'eau est compressible, ce n'est qu'à un faible degré : c'est ce que prouve plus évidemment encore une expérience faite par les académiciens de Florence. Ayant rempli d'eau une sphère d'or, ils la soumirent à une pression capable de la déformer légèrement. Par ce moyen, ils en diminuèrent un peu la capacité ; mais alors toute l'eau ne put être contenue dans la sphère ; elle suinta à travers les pores de celle-ci, et se rassembla en gouttelettes à sa surface.

266. Cependant, c'est en admettant la compressibilité de l'eau qu'on explique une belle observation de M. Dessaignes : un choc subit et fort en fait jaillir tout-à-coup une vive lumière. N'est-il pas probable que, dans cette circonstance, l'eau est comprimée, que ses molécules se rapprochent, et qu'une portion du calorique qui les tenait écartées devient lumineuse (*a*) ? Ce qui appuie cette opi-

(*a*) On fait l'expérience au moyen de l'appareil représenté (pl. XXII, fig. 4).

AAAA, corps de pompe très-épais en verre.

BB, tige terminée par le piston de cuir *C*.

D, petit piston de cuir sans tige.

E, robinet adapté au corps de pompe par la boîte de cuivre *FF*.

GG, manche en bois traversé par la tige métallique *HH*, qui se visse sur le robinet *E*.

II, autre boîte de cuivre à travers laquelle passe la tige *BB* du piston *C*.

MM, *M′ M′*, tiges en laiton, servant à assujettir les deux boîtes de cuivre *FF*, *II*, au moyen des écrous *NN*.

OO, plan de cet appareil sur une échelle beaucoup plus étendue.

PP, partie inférieure de l'appareil.

RR, partie supérieure de l'appareil, mais prise au-dessous du robinet.

On se sert de cet appareil de la manière suivante : on dévisse la tige métallique *HH* qui traverse le manche *GG* ; on ouvre le robinet, et on enfonce le piston de cuir *C* le plus possible, c'est-à-dire, jusqu'au haut du

nion, c'est que l'on prétend qu'en mettant de l'eau dans un matras presque jusqu'au haut du col, effilant celui-ci, faisant bouillir l'eau pour chasser l'air, et fermant à la lampe la pointe qui termine le col, on voit le niveau du liquide baisser, lorsqu'après avoir laissé refroidir le matras, on en brise l'extrémité pour permettre à l'air de rentrer subitement.

267. De même que l'on compare la pesanteur spécifique des gaz à celle de l'air, de même l'on compare la pesanteur spécifique des liquides et des solides à celle de l'eau. Un litre d'eau au maximum de densité, c'est-à-dire, à $+4^{\circ}$, pèse 1000 grammes, puisque la nouvelle unité de poids appelée *gramme* n'est que le poids absolu d'un centimètre cube d'eau pure à cette température. Nous ne présenterons point ici dans un tableau les densités des différens corps, elles se trouvent citées dans l'histoire de chacun d'eux en particulier : nous ne ferons que comparer, à la température de $+4^{\circ}$ et sous la pression de 76 centimètres, celles de l'air et de l'eau, qui sont les corps les plus communs; celle de l'hydrogène, qui est de tous les corps le plus léger; et celle du platine, qui est le plus lourd.

---

corps de pompe; alors on pose le piston de cuir *D* sur le piston *C*; on retire légèrement celui-ci au moyen de la tige *BB*, en appuyant sur l'autre; lorsque la partie supérieure du piston *D* est entrée de quelques centimètres dans le corps de pompe, comme on le voit dans la figure 4, on visse le robinet sur la boîte de cuivre *FF*; on l'ouvre, et on remplit d'eau privée d'air tout l'espace compris entre ce robinet et le piston; ensuite on ferme le robinet, et on y adapte la tige *HH*, qui traverse le manche *GG*. L'appareil étant ainsi disposé, on le porte dans l'obscurité; on fixe avec les pieds l'extrémité inférieure de la tige *BB*; on élève le corps de pompe en saisissant le manche avec les mains, puis on le rabaisse subitement et fortement. Au moyen de ce mécanisme, l'eau reçoit nécessairement un grand choc et devient lumineuse. Il est essentiel, pour que l'expérience réussisse bien, qu'il ne se glisse aucune portion d'air entre les deux pistons, et qu'au moment où l'on abaisse le piston *C*, le piston *D* reste immobile, pour que le vide soit exact entre les deux.

La densité de l'eau étant représentée par l'unité, celle du platine est de 20,98; celle de l'air, de 0,0012802; celle de l'hydrogène, de 0,0000888. Par conséquent, sous le même volume, à+4° et à 0m,76, l'air pèse 14,534 fois autant que l'hydrogène; l'eau 11353 fois autant que ce gaz, et le platine 238192 fois; par conséquent aussi, dans les mêmes circonstances, le poids de l'eau est 781 fois, et celui du platine 16391 fois plus grand que celui de l'air.

267 *bis.* L'eau, comme tous les autres corps, a la propriété de cristalliser en passant de l'état liquide à l'état solide: lorsqu'on la fait refroidir peu à peu, il se forme à sa surface de petites aiguilles triangulaires qui présentent le long de leurs bases d'autres aiguilles beaucoup plus petites; arrangement d'où résultent des dentelures semblables à celles des feuilles de fougère. Ces aiguilles ont une tendance remarquable à se réunir sous un angle de 60 à 120°: témoin la neige au moment où elle vient de tomber; on y distingue six rayons qui partent d'un centre commun, et qui imitent un hexagone régulier.

268. *Propriétés chimiques.* — L'eau pure est un mauvais conducteur du fluide électrique: voilà pourquoi l'on n'en opère pas sensiblement la décomposition, même au moyen d'une pile très-forte; et c'est aussi pour cela que l'on peut, en rapprochant convenablement les deux fils que l'on y plonge alors, faire passer l'étincelle de l'un des deux à l'autre: mais y ajoute-t-on une petite quantité de sel ou d'acide, elle acquiert sur-le-champ la propriété de conduire le fluide et d'être décomposée avec beaucoup de rapidité (75).

Son pouvoir réfringent est considérable; il surpasse d'environ 7 dixièmes celui de l'air: d'où Newton a conclu, long-temps avant qu'on ne soupçonnât l'hydrogène dans l'eau, qu'elle devait contenir quelque principe très-combustible.

Soumise à l'action de la chaleur, l'eau s'échauffe graduellement, jusqu'à ce qu'elle soit à 100°, sous la pression de 0^{mètre},76 ; parvenue à ce terme, elle reste à la même température tant qu'elle est liquide, bout, augmente de 1700 fois son volume, et forme un gaz transparent et invisible que l'on appelle *vapeur aqueuse* (49) : sous une pression moindre, l'eau bouillirait au-dessous de 100° ; sous une pression plus forte, elle ne bouillirait qu'au-dessus. (*Voyez* ce qui a été dit à cet égard (49). Dans tous les cas, la tension ou la pression de la vapeur qui se forme dépend de la température.

Force élastique de la vapeur d'eau évaluée en millimètres, d'après les expériences de M. Dalton, *pour chaque degré du thermomètre centigr.* (Tableau tiré de l'ouvrage de M. Biot.)

DEGRÉS.	TENSION.	DEGRÉS.	TENSION.	DEGRÉS.	TENSION.	DEGRÉS.	TENSION.
—20	1,333	18	15,353	56	119,39	94	611,18
—19	1,429	19	16,288	57	125,31	95	634,27
—18	1,531	20	17,314	58	131,50	96	658,05
—17	1,638	21	18,317	59	137,94	97	682,59
—16	1,755	22	19,417	60	144,66	98	707,63
—15	1,879	23	20,577	61	151,70	99	733,46
—14	2,011	24	21,805	62	158,96	100	760,00
—13	2,152	25	23,090	63	166,56	101	787,27
—12	2,302	26	24,452	64	174,47	102	815,26
—11	2,461	27	25,881	65	182,71	103	843,98
—10	2,631	28	27,390	66	191,27	104	873 44
— 9	2,812	29	29,045	67	200,18	105	903 64
— 8	3,005	30	30,643	68	209,44	106	934,81
— 7	3,210	31	32,410	69	219,06	107	966,31
— 6	3,428	32	34,261	70	229,07	108	994,79
— 5	3,660	33	36,188	71	239,45	109	1032,04
— 4	3,907	34	38,254	72	250,23	110	1066,06
— 3	4,170	35	40,404	73	261,43	111	1100,87
— 2	4,448	36	42,743	74	273,03	112	1136,43
— 1	4,745	37	45,038	75	285,07	113	1172,78
0	5,059	38	47,579	76	297,57	114	1209,90
1	5,393	39	50,147	77	310,49	115	1247,81
2	5,748	40	52,998	78	323,89	116	1286,51
3	6,123	41	55,772	79	337,76	117	1325,98
4	6,523	42	58,792	80	352,08	118	1366,22
5	6,947	43	61,958	81	367,00	119	1407,24
6	7,396	44	65,627	82	382,38	120	1448,83
7	7,871	45	68,751	83	398,28	121	1491,58
8	8,375	46	72,393	84	414,73	122	1534,89
9	8,909	47	76,205	85	431,71	123	1578,96
10	9,475	48	80,195	86	449,26	124	1623,67
11	10,074	49	84,370	87	467,38	125	1669,31
12	10,707	50	88,742	88	486,09	126	1715,58
13	11,378	51	93,301	89	505,38	127	1762,56
14	12,087	52	98,075	90	525,28	128	1810,25
15	12,837	53	103,06	91	545,80	129	1858,63
16	13,630	54	108,27	92	566,95	130	1907,67
17	14,468	55	113,71	93	588,74		

269. Lorsqu'au lieu d'exposer l'eau à l'action de la cha-

leur, on l'expose à l'action du froid; elle se condense de plus en plus jusqu'à $+4°$; alors elle se dilate, au contraire, jusqu'au terme de la congélation. Selon Mairan, l'eau à zéro augmente environ d'un quatorzième de son volume en se congelant : aussi la glace est-elle plus légère que l'eau. L'explication de ce phénomène a beaucoup occupé les savans; on suppose généralement aujourd'hui qu'il est dû à ce que dans l'eau liquide les molécules sont placées, les unes par rapport aux autres, d'une autre manière que dans l'eau solide; et que dans celle-ci leur diposition est telle qu'elles sont forcées d'occuper plus d'espace que dans celle-là. On suppose, d'ailleurs, qu'immédiatement au-dessous de $+4°$, cette disposition commence à être sensible dans l'eau liquide elle-même, parce que déjà, dit-on, il y a tendance à la cristallisation; mais cette tendance ne peut qu'augmenter par le refroidissement : l'eau doit donc avoir moins de densité à 3° qu'à 4°, etc. Tel est le raisonnement que l'on fait et qui paraît être le plus plausible.

L'eau n'est pas le seul liquide qui possède la propriété de se dilater en se solidifiant; plusieurs alliages sont dans ce cas : cependant le plus grand nombre paraît se contracter.

L'eau, en se solidifiant, acquiert une force expansible considérable. Buot ayant rempli exactement d'eau un canon de fer épais d'un doigt, et l'ayant exposé à un froid très-grand après en avoir fermé l'ouverture, le trouva cassé en deux endroits au bout de douze heures. A Florence, l'on fit crever de la même manière une sphère de cuivre si épaisse, que, d'après Muschembroeck, l'effort nécessaire pour la rompre était équivalent à un poids de 27720 livres : par conséquent, on concevra sans peine comment, par un temps de gelée, les pierres dont les fissures ou les gerçures sont remplies d'eau se brisent; comment les vases qui en sont pleins aussi, et dont l'ouverture est resserrée, se brisent également; comment les végétaux souffrent, surtout dans

le collet de leur racine, à la suite d'un dégel, si la gelée reprend tout-à-coup, ou si, la sève commençant à circuler, il survient un froid vif.

270. On a vu que l'eau entrait en ébullition à 100°, sous une pression de 76 centimètres (49); mais il faut pour cela qu'elle soit pure: si elle contenait en dissolution quelques substances moins volatiles qu'elle-même, son degré d'ébullition serait d'autant plus élevé au-dessus de 100°, que la quantité de ces substances serait plus grande: c'est ainsi que l'eau saturée de sel marin à 15° ne bout qu'à environ 107°,4 sous la pression précédente. Les pointes qui pourraient se trouver dans les vases que l'on emploie ont même de l'influence sur le phénomène; elles favorisent l'ébullition, de sorte que de l'eau bout sensiblement plutôt dans un vase qui contiendrait par exemple quelques parcelles métalliques que dans un vase qui n'en contiendrait point et dont le fond serait bien uni.

L'on a vu également que la glace entrait toujours en fusion à zéro: il suit de là que l'eau peut se congeler à cette température; mais il ne s'ensuit pas qu'elle s'y congèle constamment. Que l'on prenne un matras à moitié plein d'eau pure, et dont le col soit fermé à la lampe; qu'on le place dans un lieu tranquille où le froid descende peu à peu jusqu'à — 5 à — 6°, l'eau ne changera point d'état; elle se solidifiera tout-à-coup, au contraire, si l'on excite des vibrations entre ses molécules: c'est qu'alors celles-ci se joindront par d'autres surfaces, condition nécessaire pour que la cristallisation ait lieu. D'après M. Blagden, l'eau pure et privée d'air peut être ramenée à — 5° sans se congeler; l'eau aérée à — $3^{\circ}\frac{1}{2}$; tandis que l'eau chargée de limon se congèle toujours à zéro.

D'ailleurs, de même que les substances solides que l'on y dissout et qui ne se volatilisent qu'au-dessus de 100°, retardent son degré d'ébullition, de même elles abaissent

son degré de congélation à tel point que de l'eau saturée d'hydro-chlorate de chaux est encore liquide à —40°.

271. L'eau, à l'état liquide, a la propriété de dissoudre d'autant plus d'oxigène que la température est plus basse et que la pression est plus grande. A +10° et à 76 centimètres, elle en dissout plus de la 25ème partie de son volume; bouillante, ou même à zéro dans le vide, elle n'en dissout pas la plus petite quantité, de sorte que celle qui en contient le laisse échapper sous forme de bulles, soit qu'on la fasse chauffer, soit qu'on la mette dans un vase sous un récipient qu'on prive d'air par la machine pneumatique.

272. L'eau agit sur l'air comme sur le gaz oxigène, sinon qu'elle en dissout un peu moins. Ce qu'il y a de très-remarquable, c'est que l'air de l'eau est plus pur que celui de l'atmosphère. Tandis que celui-ci ne contient que 0,21 d'oxigène, celui de l'eau en contient 0,32. Cette différence paraît tenir à ce que l'eau, en contact avec deux gaz, dissout plus ou moins de ceux-ci, en raison de leur quantité respective, de leur action réciproque, et de son affinité pour chacun d'eux. Or, il y a près de quatre fois autant de gaz azote que de gaz oxigène dans l'air; mais le gaz oxigène pur est un peu plus soluble dans l'eau que le gaz azote pur, ou, ce qui est la même chose, le premier paraît avoir plus d'affinité pour l'eau que le second : il suit de là que l'air doit être un peu plus pur dans l'eau que dans l'atmosphère; il s'ensuit encore que si, au lieu de saturer l'eau d'air en l'agitant dans l'atmosphère, on l'en saturait en l'agitant avec de l'air dans un flacon, elle prendrait sensiblement moins d'oxigène dans ce cas que dans le premier. Dans tous les cas, pour déterminer la quantité et la nature de l'air dissous dans l'eau, on s'y prend comme il suit : on remplit d'eau un matras de trois à quatre litres; on y adapte, par le moyen d'un bouchon troué, un tube

plein d'eau lui-même et propre à recueillir les gaz, ce qui se fait facilement en emplissant complètement le tube avant de l'adapter au matras, fermant avec le doigt ou un petit bouchon son extrémité libre, introduisant l'autre dans le col du vase, l'y fixant, et appliquant avec soin du lut sur le bouchon du col, et du papier collé sur ce lut. Ensuite on dispose le matras sur un fourneau à feu nu, l'on engage l'extrémité du tube sous une éprouvette pleine de mercure, on retire le petit bouchon, et l'on chauffe l'eau peu à peu. Bientôt on voit des bulles paraître et l'ébullition se produire. A partir de là, l'air se dégage tout entier de l'eau, dans l'espace de deux à trois minutes. Alors on laisse refroidir l'appareil sur le fourneau, ou bien on l'enlève; on mesure le gaz, l'on en détermine le volume par rapport à celui de l'eau, et on l'analyse par l'hydrogène dans l'eudiomètre de Volta, en se conformant à ce qui a été dit à ce sujet (115).

Lorsqu'on fractionne les gaz qu'on retire de l'eau, et lorsqu'on les analyse séparément, on a l'occasion de faire une observation curieuse : ils contiennent d'autant plus d'oxigène qu'ils sont recueillis plus tard. Le premier recueilli en contient, par exemple, 0,22 à 0,23 ; le second 0,25 à 0,26, et le dernier 0,33 à 0,34. Cet effet est dû à l'affinité plus grande de l'eau pour l'oxigène que pour l'azote : s'il n'est pas plus marqué, c'est probablement parce que le gaz azote en se dégageant tend à entraîner l'oxigène. (*Voyez* le *Mémoire* de MM. Humboldt et Gay-Lussac, *Journal de Physique*, 1805) (*a*).

(*a*) Le gaz oxigène que l'on met en contact avec une eau aérée s'y dissout en expulsant de cette eau une portion de l'azote qu'elle contient. Le gaz hydrogène, qui, seul, n'est point soluble dans l'eau, y devient sensiblement soluble par la présence du gaz oxigène. Ces deux gaz, en se dissolvant ainsi, ne se combinent pas; car on les retire de l'eau l'un et l'autre par la distillation. *Ibidem.*

Toutes les eaux de pluies, toutes celles qui sont courantes, et même les eaux stagnantes qui ont le contact de l'air libre, contiennent la quantité d'oxigène et d'azote dont nous venons de parler. Cependant, quand elles viennent à être renfermées, il arrive presque toujours qu'au bout d'un certain temps la quantité d'oxigène diminue; il pourrait même se faire que ce gaz disparût complètement. Cette désoxigénation est produite par des matières végétales ou animales que les eaux tiennent en dissolution, et qui se décomposent : alors elles sont fades et mauvaises à boire; quelquefois même elles sont fétides : telles sont surtout les eaux pluviales qu'on recueille en Hollande sur les toits, et qu'on conserve dans des citernes où l'air ne peut circuler. Mais si, avant de les y faire rendre, on les filtrait à travers une couche épaisse de sable, qui les priverait des matières qu'elles entraînent de dessus les toits, ou qu'elles trouvent en suspension dans l'atmosphère, elles seraient toujours d'excellente qualité, pourvu d'ailleurs qu'on lavât bien les citernes et qu'on y entretînt sans cesse des courans d'air (*a*).

Si l'eau à l'état liquide est capable de dissoudre de l'air, il n'en est pas de même de l'eau à l'état solide : par conséquent l'eau en se congelant doit abandonner l'air qu'elle contient; celui-ci reprend l'état de gaz et forme des cavités dans la glace; on peut l'extraire en faisant fondre la glace sous une cloche pleine d'eau.

(*a*) Les eaux des puits et à plus forte raison des rivières des pays maritimes, sont trop chargées de matières salines pour être potables. Celles des puits du sol de la Hollande sont surtout dans ce cas : de là la nécessité de recueillir les eaux pluviales. C'est principalement vers le mois de septembre que l'eau des citernes devient mauvaise en Hollande, parce qu'alors il ne pleut que rarement. Dans le cas où le procédé que nous venons d'indiquer ne suffirait pas complètement pour conserver les eaux à cette époque, il faudrait, avant de les boire, les passer à travers le charbon et les aérer.

273. *Eau et Corps combustibles simples non métalliques.* — Il n'y a que trois corps combustibles non métalliques qui se dissolvent dans l'eau : l'azote, l'iode et le chlore. Celui-ci n'en exige pour se dissoudre que les deux tiers de son volume sous la pression de $0^m,76$, et à la température de 20°; les deux autres y sont à peine solubles : cependant l'iode lui donne une teinte jaunâtre.

Aucun de ces corps ne la décompose à la température ordinaire; elle peut être décomposée par quatre d'entre eux à une température élevée; savoir : le bore, le carbone, le chlore et l'iode (*a*). Qu'on la fasse passer en vapeur dans un tube de porcelaine incandescent, où l'on mettra successivement du bore et du carbone, et l'on obtiendra du gaz hydrogène et de l'acide borique dans le premier cas, et du gaz carbonique et de l'hydrogène carboné dans le second. (*Voyez*, pour l'appareil, la décomposition de l'eau par le fer : supprimez-en seulement le serpentin.) Il suffira même, pour la décomposer, d'en remplir une cloche et d'y introduire avec une pince des charbons incandescens. Chacun d'eux donnera lieu tout de suite à la production d'une assez grande quantité de gaz inflammable. Il est évident que c'est surtout par l'affinité de l'oxigène pour le corps combustible que l'eau se décompose dans ces circonstances; mais il en est tout autrement quand on la met en contact avec le chlore et l'iode, parce que ces corps ont beaucoup d'affinité pour l'hydrogène, et qu'ils n'en ont au contraire que très-peu pour l'oxigène : celle-ci n'est pourtant point sans effet : l'on en jugera par la nature des produits qui se forment.

Premièrement.—Lorsqu'on prend de l'eau saturée d'iode à la température ordinaire et qu'on la fait chauffer, elle se décolore bientôt sans dégagement de gaz, et se trouve con-

---

(*a*) Le phosphore possède peut-être aussi cette propriété.

tenir une quantité sensible d'acide hydriodique et d'acide iodique. Il semble, d'après cela, qu'en ajoutant de l'iode à la liqueur, on devrait la rendre beaucoup plus acide; cependant l'expérience prouve que cela n'est pas, et la raison en est toute simple : c'est qu'à un certain point de concentration l'acide hydriodique et l'acide iodique se décomposent réciproquement. Un haut degré de chaleur, loin de favoriser l'action, produit un résultat contraire, ce qu'il est facile de concevoir en observant que, à cette température, les deux principes de l'acide iodique se séparent, et que l'acide hydriodique cède son hydrogène à l'oxigène.

Deuxièmement. — Si l'on soumet en même temps de la vapeur aqueuse et du chlore au degré de la chaleur rouge, il se produira tout-à-coup du gaz hydro-chlorique et du gaz oxigène.

Troisièmement. — En exposant dans un flacon de verre une solution de chlore à l'action directe des rayons solaires, l'on obtiendra, comme dans l'expérience précédente, de l'oxigène, qu'il sera facile de recueillir, au moyen d'un tube, de l'acide hydro-chlorique qui se dissoudra dans la liqueur, et il se formera de plus de l'acide chlorique qui restera mêlé avec celui-ci.

274. *Eau et Combustibles composés non métalliques.* — Il en est de ces composés comme des corps simples non métalliques : plusieurs se dissolvent dans l'eau; d'autres la décomposent.

Ceux qui s'y dissolvent sont l'hydrogène phosphoré, l'hydrogène per-carboné, l'azote carboné ou le cyanogène, l'hydrogène sulfuré ou l'acide hydro-sulfurique, l'acide hydro-sélénique, l'hydrogène chloré ou l'acide hydro-chlorique, l'hydrogène iodé ou l'acide hydriodique, l'hydrogène azoté ou l'ammoniaque, et toutes les combinaisons de celle-ci avec les acides qui précèdent. Tous ces

corps sont très-solubles, excepté les cinq premiers, qui ne le sont que peu. (*Voyez* chacun d'eux en particulier.)

Nous citerons, comme opérant la décomposition de l'eau, l'hydrogène per-carboné, le phosphure de soufre, celui d'iode, celui de chlore, le sulfure de chlore. L'action de l'hydrogène per-carboné ne se produit qu'à une haute température, et que par le carbone qui se dépose alors de ce gaz : quant à celle des autres composés, elle n'exige pas même pour avoir lieu, la plupart du temps, un faible degré de chaleur. (*Voyez* chacun de ces composés.)

275. *Eau et Métaux.*—Aucun métal n'est soluble dans l'eau, à moins qu'il ne soit oxidé ; et encore cette propriété n'appartient-elle qu'à quelques-uns. Un assez grand nombre peut en opérer la décomposition. Les métaux alcalins et terreux (136) l'opèrent à la température ordinaire. Ceux qui sont compris dans les autres sections ne l'opèrent jamais à cette température, et il n'en est que cinq, savoir : le manganèse, le zinc, le fer, l'étain et le cadmium qui puissent l'opérer à chaud. Dans tous les cas, l'oxigène de l'eau se combine avec le métal, et l'hydrogène se dégage à l'état de gaz. Rien de plus facile à constater que ces résultats : lorsque le métal est capable de décomposer l'eau à froid, comme le potassium et le sodium, on fait l'expérience dans une éprouvette pleine de mercure ; d'abord on y fait passer une certaine quantité d'eau, par exemple, un centilitre; ensuite on y introduit le métal même, en l'enveloppant dans un peu de papier pour s'opposer à sa dissolution dans le mercure. Aussitôt que le contact a lieu, l'action se manifeste; l'hydrogène se rassemble au haut de la cloche, et l'oxide reste en dissolution dans l'eau, ou se précipite sous forme de poudre s'il y est insoluble; il y a un grand dégagement de calorique.

Lorsque le métal ne peut décomposer l'eau qu'à l'aide de la chaleur, on emploie le même appareil que pour la

décomposer par le fer (287), avec cette différence que le tube doit être courbe pour contenir le métal s'il est très-fusible, tel que l'étain et le zinc ; l'oxide reste dans le tube : quant à l'hydrogène, il se rend à l'état de gaz dans des flacons pleins d'eau.

Eau et Métaux de la première section. — Comme on n'est point encore parvenu à se procurer ces métaux à l'état métallique, on n'a pu s'assurer, par l'expérience, s'ils décomposent l'eau à la température ordinaire; mais on en sera convaincu si l'on considère que ceux de la seconde section, qui ont moins d'affinité pour l'oxigène qu'eux, possèdent cette propriété.

Eau et Métaux de la seconde section. — Ceux de ces métaux dont on a le plus examiné l'action sur l'eau sont le potassium et le sodium ; ils présentent, dans leur contact avec ce liquide, des phénomènes très-dignes de remarque ; ils tournent, s'agitent en tous sens, vont et viennent çà et là à sa surface, produisent un sifflement dû au gaz hydrogène, dégagent une grande quantité de chaleur, diminuent à vue d'œil, et disparaissent bientôt. La chaleur produite par le potassium est même assez grande pour enflammer le gaz hydrogène qui se dégage, si l'expérience se fait avec le contact de l'air; et par là le potassium s'échauffe tellement, qu'il finit par rougir et produire une petite explosion. Cette expérience devient très-curieuse, surtout en jetant plusieurs morceaux de métal dans un large vase de verre plein d'eau : chacun de ces fragmens semble être un petit boulet incandescent qui court à la surface du liquide. Quoique le sodium dégage beaucoup de chaleur, elle n'est jamais assez grande pour produire l'inflammation de l'hydrogène.

Jusqu'ici l'on n'a point mis les autres métaux de la seconde section, si ce n'est le barium, en contact avec l'eau, à cause de la difficulté de se les procurer; mais on a fait souvent

cette expérience avec leurs amalgames. Or, comme ces amalgames décomposent l'eau, on est certain qu'à plus forte raison ils la décomposeraient eux-mêmes.

275 *bis. Eau et Métaux des autres sections.* — Nous avons avancé qu'il n'y avait que les cinq métaux de la troisième section qui, outre les précédens, pouvaient décomposer l'eau par la chaleur ; mais nous devons ajouter qu'on a peu fait d'expériences sur les autres : il serait possible que plusieurs d'entre eux, tels que le cobalt, etc., etc., la décomposassent. On peut assurer qu'aucun de ceux appartenant à la cinquième section, à plus forte raison à la sixième, ne peut la décomposer.

En décomposant l'eau, le fer, le manganèse et l'étain passent à l'état de deutoxide, et le zinc à l'état de protoxide seulement.

Le fer nous offre aussi avec l'eau et l'air, à la température ordinaire, des phénomènes dignes d'attention.

1°. Bien décapé, il est sans action sur l'eau privée d'air ;

2°. Plongé dans de l'eau aérée, il se couvre peu à peu d'oxide d'un rouge brun ;

3°. L'oxide rouge-brun pur, isolé, ne change point de couleur dans l'eau, soit qu'elle ait ou qu'elle n'ait pas le contact de l'air ;

4°. Lorsque l'oxide rouge brun adhère au fer, il devient en quelques jours noir-verdâtre, dans un flacon fermé et plein d'eau. La teinte ne changerait pas si le vase était ouvert.

5°. Que l'on mette quelques kilogrammes de limaille de fer bien décapé dans un pot, qu'on l'humecte et qu'on la remue de temps en temps, le fer s'oxidera peu à peu, et bientôt alors il se dégagera du gaz hydrogène. En portant le mélange de 20 à 25°, l'action augmentera, au point qu'il y aura production de chaleur. Alors, dans un vase fermé, la limaille continuera toujours de dégager du gaz hydrogène ; mais la température diminuera, et s'a-

baissera peu à peu à celle de l'atmosphère : d'où il suit que la chaleur produite d'abord ne provient que de l'absorption de l'oxigène de l'air par le fer.

6°. L'eau pure qui, par elle-même, résiste à l'action du fer, se décompose lorsqu'elle est tout à la fois en contact avec le fer et le mercure. Le fer s'oxide lentement, à la vérité; toutefois l'on finit par recueillir, au bout de quelques jours, une quantité d'hydrogène assez grande pour l'essayer.

Les résultats des trois premières expériences sont tout simples : il n'en est pas de même des autres. Comment les expliquer? C'est en admettant que, d'une part, le fer et le mercure, et d'autre part, le fer et son oxide forment par leur contact respectif un élément de la pile voltaïque capable d'agir sur l'eau, comme une lame de zinc soudée à une lame de cuivre.

On reconnaîtra donc que le fer s'oxide d'abord par l'oxigène de l'air que l'eau tient en dissolution, et que ce n'est que quand il est oxidé de cette manière que l'eau commence à se décomposer. Il sera facile d'expliquer aussi la cause pour laquelle l'oxide rouge qui adhère au fer devient noir-verdâtre dans un flacon fermé et plein d'eau, tandis qu'il ne change pas de couleur lorsque le flacon est ouvert : dans le premier cas, il est ramené à un moindre degré d'oxidation par l'hydrogène de l'eau; au lieu que, dans le second, cette désoxigénation ne saurait avoir lieu, en raison de ce que l'eau se trouve continuellement aérée. Du reste, il est évident que la chaleur produite d'abord dans la cinquième expérience, ne provient que de l'absorption de l'oxigène de l'air par le fer : le refroidissement qui a lieu quand on couvre le pot qui renferme le mélange ne laisse aucun doute à cet égard. (*Voyez* le mémoire de M. Marshall Hall. *Journal de l'Institution royale*, VII, 55; celui de M. Guibourt, *Journal de Pharmacie*, IV, 241; et les

deux observations faites sur ces deux mémoires, *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XI, p. 40.)

276. *Eau et Combustibles mixtes* (*a*). — Un seul de ces composés est soluble dans l'eau, et la colore en pourpre : c'est le tellure hydrogéné. (Davy, *Élémens de Chimie philos.*) Un grand nombre d'entre eux la décomposent rarement à froid, souvent à chaud.

277. 1°. *Eau et Hydrures métalliques.* — Un seul hydrure peut décomposer l'eau à une température quelconque : c'est celui de potassium. Il en résulte du protoxide de potassium qui se dissout dans l'eau, et un dégagement de gaz hydrogène provenant de l'hydrure et de l'eau décomposée. Cette décomposition est accompagnée des mêmes phénomènes que ceux que produirait le potassium lui-même, soit qu'elle ait lieu avec ou sans le contact de l'air (275) : on doit l'opérer dans la cloche courbe où l'on fait l'hydrure.

278. 2°. *Eau et Borures métalliques.* — On n'a encore fait aucune expérience pour savoir si les borures de fer ou de platine, les deux seuls connus jusqu'à présent, sont capables de décomposer l'eau. En considérant que le bore et le fer peuvent isolément la décomposer, et que l'acide borique et l'oxide de fer peuvent se combiner ensemble, on sera porté à croire que le premier de ces borures doit en opérer la décomposition : elle se fera dans un tube de porcelaine, comme celle de l'eau par le fer (287). Comme le platine a très-peu d'affinité avec l'oxigène, et que son oxide en a une faible pour l'acide borique, on ne peut rien présumer relativement à son action sur l'eau : il la décomposera si le bore n'est pas fortement retenu par le métal; mais s'ils réagissent avec beaucoup d'énergie l'un sur l'autre, il n'y aura pas de décomposition.

(*a*) Nous connaîtrons, sous le nom de *combustibles mixtes*, les composés résultant de l'union des corps combustibles non métalliques avec les métaux.

279. 3°. *Eau et Carbures métalliques.* — On a vu (195 et 196) que le fer était le seul métal qui se combinait avec le charbon, et qu'il formait au moins, avec ce corps, deux principales combinaisons, l'acier et la plombagine ou mine à crayon. Aucun de ces carbures ne décompose l'eau à froid ; tous deux la décomposent à une chaleur rouge. La décomposition s'opère dans un tube de porcelaine, comme celle de l'eau par le fer (287). Les produits de cette décomposition n'ont point été bien examinés ; ils varient probablement en raison de la quantité de carbone et de fer constituant le carbure. Lorsque le carbure ne contiendra presque point de charbon, comme l'acier, qui n'en renferme que 0,007, on obtiendra beaucoup d'oxide de fer et d'hydrogène peu carburé. Mais lorsque le carbure contiendra au contraire 96 de carbone et 4 de fer, comme la plombagine, on obtiendra très-peu d'oxide de fer, beaucoup de gaz acide carbonique ou d'oxide de carbone, et beaucoup de gaz hydrogène carboné. Quoi qu'il en soit, on remarque que ces carbures décomposent moins facilement l'eau que le fer ou le charbon.

280. 4°. *Eau et Phosphures des métaux appartenant à la première et à la seconde section.* — Les phosphures de potassium et de sodium décomposent l'eau à la température ordinaire : il en résulte de l'hypo-phosphite d'oxide de potassium ou de sodium, et du gaz hydrogène phosphoré. Combinez l'un de ces métaux avec le phosphore, dans une petite cloche courbe et remplie de gaz azote et de mercure ; la combinaison étant faite, achevez de remplir la cloche de mercure, faites-y passer un peu d'eau, et à l'instant même il se produira un gaz facile à reconnaître pour de l'hydrogène phosphoré, par la propriété qu'il aura de s'enflammer spontanément dans l'air. Quand on pourra se procurer les autres phosphures des métaux ap-

partenant à la première et à la seconde section, et qu'on les mettra en contact avec l'eau, ils donneront lieu, sans doute, aux mêmes phénomènes; car ils doivent être plus combustibles encore que ceux de potassium et de sodium.

Aucun phosphure résultant de la combinaison du phosphore avec les métaux compris dans les trois, quatre et cinquième section, ne décompose l'eau à la température ordinaire. Peut-être bien que plusieurs d'entre eux, et particulièrement ceux de manganèse, de zinc, etc., la décomposeraient à l'aide de la chaleur, et qu'on obtiendrait ainsi des phosphates fixes et du gaz hydrogène plus ou moins phosphoré; mais l'on n'a encore fait aucune expérience à cet égard. On pourrait les tenter toutes dans un appareil semblable à celui de la décomposition de l'eau par le fer (287) : s'il se formait un phosphate, il resterait dans le tube; quant au gaz hydrogène phosphoré, il se rendrait dans des flacons pleins d'eau, situés à l'extrémité de l'appareil.

281. 5°. *Eau et Sulfures métalliques.* — Les sulfures de potassium ou de sodium, de même que les phosphures de ces métaux, décomposent l'eau à la température ordinaire : il ne se forme rien autre chose qu'un hydro-sulfure de protoxide de potassium ou de sodium, c'est-à-dire, une combinaison d'hydrogène sulfuré et de ce protoxide. Cette combinaison se dissout dans l'eau; de sorte que le sulfure disparaît sans donner lieu à aucun gaz. Il suit de là que l'oxigène de l'eau décomposée se porte uniquement sur le métal, que son hydrogène se combine avec le soufre, et que l'hydrogène sulfuré qui en provient se combine lui-même avec le protoxide formé. L'expérience est facile à faire : après avoir préparé du sulfure de potassium ou de sodium sur le mercure, dans une cloche courbe et contenant du gaz azote (pl. xx, fig. 3), on la remplit de mercure, et l'on y fait

passer une petite quantité d'eau, environ cinq à six fois le volume du sulfure; ensuite on y introduit à-peu-près autant d'acide hydro-chlorique, et l'on chauffe légèrement. Celui-ci s'empare du protoxide, et met en liberté l'hydrogène sulfuré qui reprend l'état de gaz. Une quantité quelconque de sulfure de potassium donne précisément autant de gaz hydrogène sulfuré en volume que ce métal donne d'hydrogène; mais l'hydrogène sulfuré contient son volume de gaz hydrogène (444); par conséquent il n'y a d'eau décomposée que par le potassium.

Tout nous porte à croire que si jamais on parvient à se procurer les sulfures des autres métaux de la première et deuxième section, on obtiendra, en les mettant en contact avec l'eau, des phénomènes plus ou moins analogues à ceux que nous présentent les sulfures de potassium et de sodium.

Les sulfures des métaux des quatre autres sections ne décomposent point l'eau à la température ordinaire : il est probable qu'à une température élevée, ils ne la décomposeraient pas non plus; car, lorsqu'on calcine au rouge dans des vaisseaux fermés un hydro-sulfure d'oxide de fer ou de manganèse, etc., on obtient de l'eau d'une part, et un sulfure métallique de l'autre, d'où l'on voit que les principes de l'hydrogène sulfuré se combinent, l'un avec l'oxigène, l'autre avec le métal de l'oxide métallique : or, puisque dans ce cas le sulfure peut exister avec l'eau, il ne doit la décomposer dans aucun autre.

282. Quoique le soufre, combiné avec le fer, n'agisse point sur l'eau à la température ordinaire, il y agit d'une manière bien remarquable lorsqu'il n'est que mêlé avec ce métal. Au bout de quinze à vingt minutes, le mélange s'échauffe considérablement; le fer et le soufre disparaissent, et se transforment en une matière noire et solide, qui n'est que de l'hydro-sulfure de protoxide de fer. Que

conclure de là ? que l'eau est décomposée, et que ses élémens sont absorbés et condensés, savoir : l'hydrogène par le soufre, et l'oxigène par le fer; enfin, que l'hydrogène sulfuré et l'oxide de fer se combinent ensemble. Ces résultats sont faciles à produire : on prend 2 parties de fer en limaille et 1 partie et demie de soufre très-divisé, par exemple, de la fleur de soufre; on les broie avec une quantité d'eau suffisante pour en faire une pâte molle, et on les introduit, pour les abriter du contact de l'air, dans un flacon de verre auquel on adapte un tube à boule recourbé qui plonge dans le mercure ou dans l'eau, afin de constater qu'il ne se dégage pas de gaz. Il ne faut remplir le flacon tout au plus qu'aux deux tiers, pour qu'il puisse contenir toute la matière après qu'elle aura réagi. L'appareil étant ainsi disposé, on l'abandonne à lui-même, et tous les phénomènes annoncés se présentent plus ou moins promptement, selon que la température de l'atmosphère est plus ou moins élevée. Si, lorsque l'hydro-sulfure qui se forme est complètement refroidi, on l'expose à l'air, il s'empare promptement de l'oxigène de ce fluide, donne lieu à de l'eau, à du peroxide de fer, et rend libre une certaine quantité de soufre : aussi décompose-t-il l'air presque subitement, et pourrait-on s'en servir pour en faire l'analyse. Cette absorption est si rapide, qu'elle a lieu avec un assez grand dégagement de chaleur pour rendre la matière incandescente. Lémeri, à qui l'on doit d'avoir découvert la réaction du fer, du soufre et de l'eau, a prétendu que ce mélange jouait un grand rôle dans les volcans; il l'a même appelé *volcan artificiel*, nom que ce mélange a porté jusque dans ces derniers temps.

Il est possible que d'autres métaux que le fer, mêlés avec le soufre et l'eau, produisent des phénomènes semblables au précédent : jusqu'à présent on n'en connaît point.

Eau et Séléniures. — Aussitôt que le séléniure de potassium a le contact de l'eau, il se forme de l'hydro-séléniate de potasse. Le même phénomène a probablement lieu avec tous les séléniures de la deuxième section : ceux des quatre dernières paraissent être, au contraire, incapables de le produire.

282 *bis. Eau et Chlorures.* — L'eau est décomposée par tous les chlorures, excepté celui d'argent et le proto-chlorure de mercure ou le sublimé doux. Son hydrogène s'unit au chlore, son oxigène au métal; et de là résulte un hydro-chlorate qui se dissout (247).

283. *Eau et Iodures.*—Un assez grand nombre d'iodures opèrent aussi la décomposition de l'eau : tels sont surtout ceux des trois premières sections.

Il se forme, comme précédemment, un acide et un oxide. L'acide provient de l'union de l'hydrogène avec l'iode; l'oxide varie en raison de la nature du métal. D'ailleurs, l'acide et l'oxide se combinent presque toujours et produisent un hydriodate soluble.

283 *bis. Eau et Azotures métalliques.*—Lorsqu'on met en contact avec l'eau, à froid ou à chaud, les azotures de potassium et de sodium, qui sont les seuls connus jusqu'ici, il en résulte du protoxide de potassium ou de sodium, et de l'ammoniaque, qui se dissolvent dans ce liquide. Une portion de l'eau est donc décomposée; son oxigène se porte sur le métal et son hydrogène sur l'azote; et, ce qui est fort remarquable, c'est que les principes constituans de l'azoture sont aux principes constituans de l'eau dans un rapport tel, qu'en s'échangeant réciproquement ils donnent lieu aux deux composés précédens.

284. *Eau et Alliages.* — On peut juger avec assez de précision de l'action de l'eau sur un alliage par l'action qu'elle exerce sur les métaux dont il est formé. Si l'un ou l'autre des métaux qui constituent l'alliage est capable de

décomposer l'eau, l'alliage, en général, la décomposera lui-même (*a*). Nous citerons pour exemple l'alliage de potassium et de sodium, et ceux que forment le potassium ou le sodium avec l'étain, le plomb, le bismuth, le mercure, l'antimoine, le zinc, l'arsenic et le tellure. En effet, tous ces alliages décomposent l'eau à la température ordinaire, et donnent lieu, savoir : l'alliage de potassium et de sodium à un dégagement de calorique et de lumière, à un dégagement de gaz hydrogène, et à du protoxide de potassium et de sodium qui se dissolvent; et les autres, à un dégagement de chaleur et de gaz hydrogène, à du protoxide de potassium ou de sodium, selon que l'alliage contient l'un de ces deux métaux, et à la séparation du métal avec lequel ceux-ci étaient combinés. Il n'y a que les alliages de potassium ou de sodium avec l'arsenic ou le tellure qui donnent des produits un peu différens : au lieu de gaz hydrogène, on obtient du gaz hydrogène arseniqué ou telluré, et au lieu d'arsenic ou de tellure, on obtient de l'hydrure d'arsenic sous la forme de flocons bruns-marron, et de l'hydrure de tellure de couleur pourpre : d'ailleurs, le gaz hydrogène arseniqué se dégage comme le gaz hydrogène; mais le gaz hydrogène telluré reste en combinaison avec le protoxide de potassium ou de sodium. L'alliage du fer avec le manganèse peut être également cité comme exemple de ce que nous venons de dire relativement à l'action de l'eau sur les alliages; il possède, de même que le fer et le manganèse, la propriété de décomposer l'eau. Cependant on doit faire observer qu'en raison de l'affinité des métaux, l'action doit être moins grande sur ces corps unis que sur ces corps isolés. Ce ne serait qu'autant que leurs oxides tendraient fortement à se combiner qu'elle

(*a*) En supposant toutefois que l'alliage contienne une assez grande quantité du métal capable d'en opérer la décomposition.

pourrait être plus grande : telle serait peut-être celle que l'eau exercerait sur la soudure des plombiers ou l'alliage d'étain et de plomb ; car on a vu (254 *bis*) que cette soudure était beaucoup plus combustible que l'étain ou le plomb qui la composent.

285. *Etat.*—Tout le monde sait que l'eau est très-abondante dans la nature, et qu'elle se rencontre par-tout, tantôt solide, tantôt liquide, tantôt en vapeur.

1°. *Eau solide*, *Glace*, *Neige.* — L'eau se trouve constamment à cet état sur les hautes montagnes et sous les poles (*a*). Elle y forme des amas considérables, qui sont connus sous le nom de *glaciers*, et qui, fondant en partie dans la saison la plus chaude, donnent naissance à des rivières dont les eaux sont toujours froides : tel est entre autres l'Arveron, qui provient d'un glacier des Alpes, si étendu qu'on lui a donné le nom de *Mer de glace.*

2°. *Eau liquide.* — C'est sous cet état qu'on trouve ordinairement l'eau ; mais on ne l'y trouve jamais ou presque jamais pure : l'eau de pluie ou de neige fait tout au plus exception : encore y existe-t-il de l'air en dissolution.

L'eau contient presque toujours des matières salines, souvent du sel marin et des sels calcaires, quelquefois des sels ferrugineux, du sulfate de magnésie, quelquefois aussi de l'acide carbonique et de l'hydrogène sulfuré libre ou

---

(*a*) La neige est perpétuelle, 1°. sous l'équateur et sous les 3° de latitude, à 4800 mètres (2461 toises) ;

2°. Sous les 20° de latitude boréale, à 4600m. (2361 t.) ;

3°. Sous les 35° de latitude, à 3500m. (1800 t.) ;

4°. Sous les 40° de latitude, à 3100m. (1600 t.) ;

5°. Sous les 45° de latitude boréale, à 2500m. (1282 t.) ;

Aux Pyrénées, à 2440m. ; en Suisse, à 2700m., sur les cônes isolés ; à 2530 si la cime des montagnes dépasse 3100m. ;

6°. Sous les 75° de latitude boréale, au niveau de la mer.

Ces observations sont tirées du tableau physique des Andes et pays voisins, par M. de Humboldt.

combiné, etc. Quand elle est sapide ou qu'elle contient une quantité remarquable de sels, et capable d'agir sur l'économie animale, elle prend le nom d'*eau minérale :* cependant l'on donne plus particulièrement le nom d'*eau salée* à l'eau de mer et des sources abondantes en sel marin. Quand au contraire l'eau n'a pas de saveur sensible, et qu'elle ne contient que très-peu de sels, elle prend le nom d'*eau douce :* telles sont les eaux de la plupart des rivières et des fontaines. On peut les regarder comme bonnes à boire lorsqu'elles sont vives, limpides, sans odeur; qu'elles cuisent bien les légumes; qu'elles dissolvent le savon sans donner lieu à des grumeaux; qu'elles ne sont fortement troublées ni par le nitrate de baryte, ni par le nitrate d'argent, ni par l'oxalate d'ammoniaque; et qu'enfin, évaporées jusqu'à siccité, elles ne laissent qu'un faible résidu (*a*).

Nous croyons devoir joindre ici le tableau de l'analyse de toutes les eaux qui se rendent ou doivent se rendre bientôt à Paris. Cette analyse a été faite par M. Colin, professeur de physique et de chimie à l'Ecole de Saint-Cyr, au nom d'une commission nommée par le directeur-général des ponts-et-chaussées, et composée de M. Hallé, membre de l'Institut, professeur à la Faculté de médecine, etc.; de M. Tarbé, inspecteur-général des ponts-et-chaussées, et de moi.

(*a*) La propriété de bien cuire les légumes et de dissoudre le savon sans donner lieu à des grumeaux, indique que l'eau ne contient tout au plus que très-peu de sels calcaires. L'oxalate d'ammoniaque, le nitrate d'argent, le nitrate de baryte produisent des précipités abondans; savoir : l'oxalate d'ammoniaque dans les eaux *séléniteuses;* le nitrate d'argent, dans celles qui contiennent des hydro-chlorates; et le nitrate de baryte, dans celles qui contiennent des sulfates.

NOMS DES EAUX.	QUANTITÉ D'EAU analysée.	AIR contenu dans cette eau (*a*).	ACIDE CARBONIQUE contenu dans cette eau (*a*).	RÉSIDU. provenant de l'évaporation de cette eau.	SULFATE DE CHAUX provenant de ce résidu.	CARBONATE DE CHAUX provenant de ce résidu.	SEL MARIN provenant de ce résidu.	SELS DÉLIQUESCENS provenant de ce résidu.
	litres.	centil.	centil.	gram.	gram.	gram.	gram.	gram.
De Belleville et de Ménil-Montant, au regard de Saint-Maur.	15	36,17	29,50	24,735	17,040	3,830	0,347	3,518
Des Prés St.-Gervais, fontaine du Chaudron.	15	40,78	32,67	17,281	6,655	3,540	0,439	6,647
De la Beuvronne, fontaine du Ponceau à Paris.	15	37,94	23,17	10,999	6,728	2,386	0,000	1,885
De la Bièvre, avant son entrée dans Paris.	15	35,89	19,89	9,824	3,758	2,047	0,169	1,638
De la Beuvronne	15	34,22	32,44	8,180	3,050	3,855	0,000	1,275
D'Arcueil, fontaine du palais de l'Institut.	15	36,89	32,83	6,990	2,528	2,536	0,29	1,646
De la Thérouenne.	15	34,09	26,50	4,770	0,304	3,925	0,000	0,541
Du canal de l'Ourcq (*b*)	15	43,93	36,32	3,781	0,257	2,993	0,114	0,417
De la Collinance	15	32,72	12,22	3,390	0,269	2,882	0,141	0,095
De la Gergogne	15	34,72	23,78	3,276	0,221	2,703	0,129	0,223
De l'Ourcq.	15	35,39	16,83	2,887	0,202	2,362	0,115	0,208
De la Seine, sous Paris.	15	36,28	12,54	2,613	0,295	1,940	0,000	0,373
De la Seine, au-dessus de la Bièvre.	15	36,28	12,54	2,426	0,761	1,494	0,000	0,171

(*a*) Comme les eaux ont été conservées dans des bouteilles jusqu'à ce qu'elles fussent devenues limpides, il serait possible que cette circonstance eût influé sur les quantités d'air et d'acide carbonique : ce qui tend à le faire croire, c'est que les quantités d'air, qui devraient être les mêmes probablement pour toutes les eaux, présentent des différences assez marquées.

(*b*) Formé par les eaux de l'Ourcq, de la Beuvronne, de la Thérouenne, de la Collinance et de la Gergogne.

3°. *Eau en vapeur.* — L'eau en vapeur existe dans l'air atmosphérique, même bien au-dessous de zéro (51). Ce fluide a la propriété d'en contenir d'autant plus qu'il occupe plus d'espace, et que sa température est plus élevée, de sorte qu'il en laisse précipiter, quand il en est saturé, si on le comprime ou si on le refroidit; ou qu'il en prend une nouvelle quantité si on le dilate ou si on l'échauffe: de là l'explication de la plupart des météores aqueux, de la formation de la pluie, de la rosée, des brouillards, de la neige; de là aussi la cause pour laquelle on parvient à congeler facilement de l'eau à + 2° ou 3°, en dirigeant un courant d'air sec à sa surface.

286. *Préparation.* — C'est en distillant de l'eau douce, c'est-à-dire de l'eau qui ne contient que très-peu de sels en dissolution, qu'on l'obtient pure; les matières salines, n'étant pas volatiles, restent au fond du vase distillatoire; l'eau étant volatile, au contraire, passe dans les récipiens et s'y condense. Lorsqu'on n'a besoin que de très-peu d'eau pure, on peut la préparer dans une cornue munie d'un récipient; mais comme on en consomme ordinairement une très-grande quantité dans les laboratoires, l'on se sert d'un instrument en cuivre ou en étain, appelé *alambic.* (Voyez *Description des Appareils.*) Cet alambic (pl. 1, fig. 1, 2, 3) est formé de trois parties: l'une inférieure *A*, fig. 1, appelée *cucurbite*; l'autre supérieure *P*, fig. 2, appelée *chapiteau*; et la troisième latérale *SS*, fig. 3, appelée *serpentin.* L'alambic étant disposé sur son fourneau, on verse de l'eau dans la cucurbite par l'ouverture *E* jusqu'à la base du tuyau de cette ouverture, que l'on ferme ensuite avec un bouchon; après quoi l'on fait du feu dans le fourneau, de manière à faire bouillir l'eau. Celle-ci s'élève en vapeur, va frapper contre les parois du chapiteau, se rend dans l'allonge *gg*, de là dans le serpentin, qui doit toujours être plein d'eau froide, et de là dans un récipient. Les premières portions

d'eau distillée doivent être rejetées, parce qu'ordinairement elles contiennent des matières étrangères qui se trouvaient dans le serpentin. L'on reconnaît au reste que l'eau qui distille est pure lorsqu'en y versant une dissolution de nitrate d'argent et de baryte, elle reste limpide. Alors on la recueille dans un vase quelconque, dans une cruche de grès, par exemple, et on la conserve, soit dans des vases de cette nature ou de toute autre. Il est commode d'en préparer beaucoup à la fois et de la mettre dans une fontaine de grès.

287. *Composition.* — L'eau est formée de 88^{parties},90 d'oxigène, et de 11^{parties},10 d'hydrogène en poids, ou de 1 volume de gaz oxigène et de 2 volumes de gaz hydrogène. On prouve que telle est la nature et la proportion des principes constituans de l'eau, soit par l'analyse, soit par la synthèse.

1°. *Analyse* ou *décomposition de l'eau.* — Pour décomposer l'eau de manière à déterminer facilement la proportion de ses principes constituans, il faut la mettre en contact avec le fer au degré de la chaleur rouge-cerise. On prend un tube de porcelaine verni intérieurement, ou un tube de verre luté; on y introduit une quantité déterminée de copeaux ou de tournure de fer parfaitement décapé; on place ce tube transversalement dans un fourneau F échancré en LL (pl. XXIV), de manière que son extrémité B soit un peu plus élevée que son extrémité B'. Ensuite on adapte à l'extrémité B le col d'une cornue de verre contenant un poids connu d'eau distillée, et l'on engage l'extrémité B' dans la partie supérieure E du tuyau d'un serpentin. Enfin, l'on fait rendre la partie inférieure et courbe E' de ce tuyau dans un flacon à deux tubulures. On met celui-ci en communication avec une cloche graduée et pleine d'eau, par le moyen d'un tube recourbé, et on lute les tubulures I,I' du flacon, et les extrémités B,B' du tube.

L'appareil étant ainsi disposé, l'on remplit le serpentin d'eau et de glace; l'on élève peu à peu le tube de porcelaine jusqu'à la température rouge-cerise, et l'on met un peu de feu dans le fourneau F'. Bientôt l'eau de la cornue se volatilise, passe à travers la tournure de fer, et se décompose presque toute entière. Son oxigène se combine avec le fer, et le porte à l'état de protoxide ou de deutoxide, tandis que son hydrogène se dégage à l'état de gaz et se rend dans la cloche graduée. Quant à la portion d'eau qui échappe à la décomposition, elle se condense dans le serpentin et se rassemble dans le flacon. L'on continue l'opération jusqu'à ce que l'eau soit volatilisée presque toute entière; on laisse refroidir l'appareil, et on pèse tous les produits. Supposons que l'on ait opéré sur 220 décigrammes d'eau, et qu'on en retrouve, après l'opération, 40 dans la cornue et 80 dans le flacon tubulé, y compris la petite quantité d'eau qu'emporte le gaz, il est évident qu'il y en aura eu 100 parties de décomposées. Or, le poids du gaz hydrogène recueilli sera sensiblement de $11^{décig.},10$, et celui de l'oxigène fixé par le fer sera de 88,90, c'est-à-dire que la somme de ces deux poids égalera celui de l'eau qui aura été décomposée; l'on devra donc en conclure que l'eau est formée de ces deux principes dans ce rapport.

2°. *Synthèse* ou *recomposition de l'eau*.—Toutes les fois que l'hydrogène brûle, il se forme de l'eau; par conséquent on peut démontrer, au moyen de l'eudiomètre, que l'eau est formée de deux parties de gaz hydrogène et d'une partie de gaz oxigène en volume (87 *bis*). Mais lorsqu'on veut recomposer l'eau de manière à pouvoir la recueillir et à estimer en même temps la proportion de ses principes constituans, il faut combiner ensemble une bien plus grande quantité de gaz hydrogène et de gaz oxigène que celle que peut contenir l'eudiomètre. On y parvient en faisant le vide dans un grand ballon de verre, remplissant ce

ballon de gaz oxigène, y faisant arriver le gaz hydrogène par un tuyau percé d'un très-petit trou, et enflammant ce gaz par l'étincelle électrique (*a*).

(*a*) De tous les appareils qu'on peut employer pour cela, le suivant est un des plus commodes (pl. xxv).

B, fig. 1re, ballon de verre de 10 à 12 litres.

c c, virole en cuivre mastiquée au col du ballon.

c′ c′, pièce de cuivre vissée sur la virole *c c*, et à laquelle se trouvent soudés trois conduits de cuivre munis chacun d'un robinet, savoir :

1°. Le conduit *d d f* terminé par une petite boule percée d'un trou dans lequel passerait à peine une aiguille très-fine ;

2°. Le conduit *d′ d′*;

3°. Enfin le conduit *d″ d″*, fig. 2.

m m′, tige de cuivre recourbée inférieurement, terminée par une petite boule de cuivre *m′*, et destinée à faire passer des étincelles électriques de *m′* en *f*.

o o, bouchon de cuivre rodé, entrant à frottement dans la pièce de cuivre *c′ c′*, et traversé par le tube de verre *P P*, fig. 3, qui l'est lui-même par la tige *m m′*, à laquelle il sert d'isoloir. On consolide la tige *m m′* dans le tube, et le tube dans le bouchon avec du mastic.

v v′, *v v′*, fig. 1re, tubes creux de verre, communicant avec les tubes *d d* et *d′ d′*, et contenant de l'eau de manière que leurs boules en soient à moitié pleines.

u u, support en bois pour placer le ballon.

u′ u′, colonnes en bois servant à maintenir les trois conduits soudés à la virole *c′ c′* du ballon, au moyen de vis *u″ u″* aussi en bois.

h h′, fig. 2, tuyau flexible de cuir verni que l'on adapte au tuyau *d″ d″* par son extrémité *h′*, et à la platine de la machine pneumatique, par son extrémité de verre *h*.

C A C, fig. 1re, gazomètre destiné à mesurer la quantité de gaz oxigène que l'on introduit dans le ballon, et composé des pièces suivantes :

L, grande cloche graduée de verre, mobile et soutenue par le contre-poids *K*, au moyen d'une corde passant sur les poulies *i i*.

E, cylindre intérieur de fer verni, arrondi supérieurement et fermé de tous côtés.

C C, cylindre extérieur, séparé du cylindre *E* par un intervalle *g g* d'environ 12 centimètres, que l'on remplit d'eau pour faire l'expérience.

g′ g′, fond de la cavité circulaire *g g*.

a a, rebord du cylindre extérieur servant à recevoir l'eau dont le niveau s'élève à mesure que la cloche *L* descend entre les deux cylindres.

y, robinet placé immédiatement au-dessus du fond *g′ g′*, et servant à vider l'eau contenue dans la cavité circulaire *g g*.

y′, tuyau horizontal muni d'un robinet et servant à introduire le gaz oxi-

Lorsqu'on ne se propose point de recueillir l'eau, et qu'on veut seulement s'assurer qu'il s'en forme dans la com-

---

gène dans la cloche *L*, au moyen du tuyau vertical *t' t'*, avec lequel il communique.

y'', autre tuyau horizontal muni d'un robinet, et s'adaptant d'une part au tuyau vertical *t t'*, et de l'autre au tuyau *S S'*, qui se rend dans le conduit *d' d'*.

P P, montant de cuivre fixé au cylindre extérieur par les vis *n n*, et servant de support aux poulies *i i*.

z z, vis destinées à mettre l'instrument de niveau.

a, fig. 4, extrémité conique du tube *z z*, rodée et entrant à frottement dans une cavité également conique et rodée, où elle est maintenue par une vis circulaire creuse *C*.

C'est ainsi que s'adaptent le tube *S S'*, avec les tubes *y''*, *d' d'*; le tube *T T'* avec les tubes *x''*, *d d*, fig. 1re; et le tube *h h'* avec le tube *d'' d''*, fig. 2.

C' A' C', fig. 1re, gazomètre semblable en tout au gazomètre *CAC*, destiné à conduire le gaz hydrogène, et communiquant avec le ballon *B* par le conduit *x'' TT'*.

D'après cette disposition, on concevra facilement la manière de faire l'expérience. On remplit la cloche *L* de gaz oxigène, ce qui se fait très-facilement en adaptant au tuyau *y'* le tube d'une cornue d'où l'on fait dégager ce gaz, et tenant le robinet *y''* fermé. On a soin de mettre des poids dans le bassin *K* pour élever la cloche *L* à mesure qu'elle se remplit de gaz, et maintenir l'équilibre entre la pression intérieure et celle de l'atmosphère. Après avoir rempli de la même manière la cloche *L'* de gaz hydrogène, on fait le vide dans le ballon *B*, en adaptant l'extrémité *h'* du tuyau flexible *hh'* au tuyau *d'' d''*, et l'extrémité *h* du même tuyau à la platine de la machine pneumatique. Le vide étant fait, et les robinets *e' e'* et *y'* étant fermés, on ouvre peu à peu les robinets *e* et *y''* : à l'instant même le gaz de la cloche *L* passe dans le ballon et le remplit. A mesure que cet effet a lieu, on abaisse la cloche; puis après on la remplit de nouveau de gaz oxigène, comme nous venons de le dire. Cela étant fait, et les robinets *y''* et *e* étant ouverts, on fait passer continuellement des étincelles électriques de *m'* en *f*, en mettant la partie supérieure de la tige *m m'* en communication avec la machine. Ensuite, après avoir fermé le robinet *x'*, on ouvre les robinets *x''* et *e'*, et l'on presse assez fortement avec les mains sur la cloche *L'*. De cette manière le gaz hydrogène qu'elle contient se rend dans le ballon par l'extrémité *f* du tuyau *d d*, et s'enflamme par l'effet de l'étincelle électrique. Alors on cesse d'exciter des étincelles, et on diminue la pression jusqu'à ce qu'elle ne soit plus égale qu'à 3 à 4 centimètres d'eau; on en exerce une en même temps sur le gaz oxigène de la cloche *L*; mais celle-ci ne doit être que de 7 à 8 millimètres. Ces pressions constantes s'obtiennent en retirant de temps en temps des

bustion du gaz hydrogène, on peut se contenter de remplir une vessie de ce gaz, d'adapter au robinet de cette vessie un

---

poids des bassins K et K', et se mesurent par l'ascension de l'eau dans les branches $\nu' \nu'$ des tubes $\nu \nu'$, $\nu \nu'$. En satisfaisant à toutes ces conditions, l'expérience se fait très-bien; la combustion du gaz hydrogène est continue; elle n'est ni trop rapide ni trop lente, et l'eau qui en est le produit se condense toute entière dans le ballon. Lorsque la cloche L ou L' est presque pleine d'eau, on arrête la combustion en fermant le robinet e'; on remplit cette cloche du gaz qu'elle est destinée à contenir, et on allume de nouveau l'hydrogène par l'étincelle, etc., en se conformant à tout ce qui a été dit précédemment.

L'expérience étant entièrement terminée, on ferme le robinet e', et on mesure ce qui reste de gaz oxigène et hydrogène dans les cloches LL', en notant avec soin la température et la pression. On détermine également ce que le ballon peut renfermer de gaz oxigène; et retranchant les quantités d'hydrogène et d'oxigène restantes des quantités d'hydrogène et d'oxigène sur lesquelles on a opéré à une température et une pression données, on a celles qui ont été consumées; enfin, l'on pèse exactement l'eau produite : l'on trouve ainsi, 1°. qu'il se consume deux fois autant de gaz hydrogène que de gaz oxigène en volume; 2°. que ces gaz, en raison de leur pesanteur spécifique, se combinent en poids dans le rapport de 11,10 d'hydrogène à 88,90 d'oxigène; 3°. que le poids de l'eau produite est égal au poids d'oxigène et d'hydrogène consumés, et que par conséquent l'eau n'est formée que d'hydrogène et d'oxigène dans les rapports que nous venons d'établir en volume et en poids.

1°. On mesure facilement les gaz des cloches L, L', en remplissant presque entièrement d'eau les vases CC et $C'C'$; car ces vases s'élargissant à leur partie supérieure, on distingue tout aussi bien le niveau intérieur que s'ils étaient placés dans une cuve; 2°. on détermine également avec facilité la quantité d'oxigène que contient le ballon après l'expérience, puisqu'elle est égale à la capacité du ballon, qui est connue, moins le volume de l'eau formée; 3°. on obtient sensiblement ce volume en pesant le ballon tel qu'il est après l'expérience, et ensuite plein d'oxigène seulement, puisque la différence sera l'expression très-approximative du poids de l'eau formée, et que la pesanteur spécifique de l'eau est bien connue; 4°. enfin, quant au poids exact de l'eau, il sera évidemment le même que celui qui est exprimé par cette différence, moins le poids d'un volume d'oxigène égal au volume de l'eau.

Nous avons supposé dans ce que nous avons dit précédemment que les gaz oxigène et hydrogène étaient purs. Mais il arrive presque toujours qu'ils contiennent un centième ou un demi-centième de gaz azote; c'est pourquoi il se forme un peu d'acide nitrique; c'est pourquoi aussi la combustion

tube de cuivre terminé par un très-petit trou, d'enflammer le jet qui se forme par la pression de la vessie, de l'engager sous une cloche remplie de gaz oxigène, et dont les bords plongent dans le mercure (*a*). L'on peut encore se contenter de mettre du zinc, de l'eau et de l'acide sulfurique dans un flacon, de faire passer le gaz hydrogène qui résulte de la réaction de ces corps (89), d'abord dans un tube contenant des fragmens de chaux pour le dessécher, puis dans un petit tube effilé, d'allumer le gaz à l'extrémité de celui-ci, et de faire pénétrer la flamme dans un large tube vertical, ouvert à la partie supérieure comme à la partie inférieure. Dans les deux cas, à mesure que la combustion aura lieu, l'eau se déposera et bientôt ruissellera sur les parois des vases.

288. *Usages.* — Il est peu de corps dont les usages soient aussi multipliés que ceux de l'eau.

A l'état de glace, on l'emploie pour faire des froids artificiels, pour graduer les thermomètres, pour déterminer le calorique spécifique des corps, et en général pour es-

---

s'arrête d'elle-même, après avoir eu lieu pendant très-long-temps. Or, lorsqu'on se sert d'oxide de manganèse bien pur, ou de chlorate de potasse, pour extraire l'oxigène, et qu'on prépare l'hydrogène avec tous les soins possibles, il est évident que l'azote ne peut provenir que de l'air qui reste adhérent aux parois des cloches *L* et *L'*; de celui qui reste dans le ballon, parce que le vide n'est jamais exactement fait; et de celui que l'eau tient en dissolution. Par conséquent, pour éviter en grande partie la présence de l'azote, il suffira de remplir la cloche *L* et le ballon de gaz oxigène, et la cloche *L'* de gaz hydrogène, et de rejeter au-dehors les gaz des deux cloches par la pression, et celui du ballon par la pompe pneumatique.

Nous avons aussi supposé que les gaz oxigène et hydrogène étaient secs : on les obtiendra facilement tels en les faisant passer dans des tubes contenant du chlorure de calcium avant leur introduction dans le ballon; ou bien on tiendra compte de la quantité de vapeur qu'ils contiennent, quantité qu'il sera facile de connaître, et qui dépend de leur volume et de leur température (113).

(*a*) Pour introduire le jet enflammé sous la cloche pleine de gaz oxigène, il faut la pencher d'un côté, de manière que l'un de ses bords sorte du mercure,

timer la quantité de calorique qui se dégage dans leur combinaison ; quelques médecins la considèrent comme un puissant sédatif; c'est un rafraîchissant et un tonique fort utiles dans les pays chauds.

A l'état de vapeur, on l'emploie comme force motrice dans les pompes à feu ; on s'en sert pour échauffer les appartemens, en la faisant circuler sous le parquet par des conduits en cuivre ; on commence aussi à en faire un grand usage dans quelques fabriques pour échauffer des masses d'eau plus ou moins considérables (*a*) ; on l'administre en bains, et l'on prétend que les viandes et les légumes cuits à la vapeur sont beaucoup plus tendres et plus savoureux que ceux qu'on fait cuire dans l'eau liquide.

A l'état liquide, l'eau est employée dans les arts pour séparer les substances dont la pesanteur spécifique est très-différente : c'est ainsi qu'en lavant les mines de fer limoneuses, on enlève une grande partie de l'argile que ces mines contiennent ; plus souvent encore on l'emploie comme une force capable de produire les plus grands effets ; c'est un aliment indispensable pour les animaux et les végétaux ; c'est un agent dont les médecins tirent le plus grand parti en l'administrant intérieurement et extérieurement ; sans cesse elle se vaporise spontanément et passe dans l'atmosphère, d'où elle se précipite pour se vaporiser encore et se précipiter de nouveau ; elle s'écoule à travers

(*a*) Pour cela, on fait bouillir de l'eau dans une chaudière, au couvercle de laquelle on adapte des tuyaux qui vont se rendre au fond des vases qui contiennent l'eau froide. Ce procédé offre deux grands avantages : c'est qu'au moyen d'une seule chaudière et d'un seul foyer, on peut échauffer 4, 5, 6 bains ou plus, et que ces bains, au lieu d'être contenus dans des chaudières en cuivre, le sont dans des cuviers de bois. Il ne faut, d'ailleurs, qu'une très-petite quantité de vapeur pour échauffer une grande quantité d'eau ; car, en faisant passer un kilogramme de vapeur à 100° à travers 4$^{kilog.}$,66 d'eau à 0°, on obtiendrait 5$^{kilog.}$,66 d'eau bouillante, s'il ne s'échappait aucune portion de calorique des parois des vases (49).

les terres, se rassemble dans de grandes cavités souterraines, et en sort pour former les sources, les rivières et les mers. Mais, de tous les usages de l'eau liquide, les plus nombreux sont ceux qu'elle remplit comme dissolvant. Les chimistes s'en servent pour dissoudre une foule de corps et les faire agir les uns sur les autres ; ils opèrent ainsi des séparations, des décompositions, et produisent enfin une foule de phénomènes qu'il leur serait impossible de produire d'une autre manière : aussi, dans un laboratoire de recherches, consomme-t-on une grande quantité d'eau distillée, quoique, la plupart du temps, on n'opère que sur quelques grammes de matière. C'est sur la propriété dissolvante de l'eau que sont fondés un grand nombre d'arts, par exemple, ceux qui ont pour objet d'extraire, 1°. le nitre, le sel marin, l'alun, le sulfate de fer, etc., et en général la plupart des sels, du sein de la terre ; 2°. le sucre, la gomme, les couleurs, des végétaux qui les recèlent ; 3°. la colle-forte des matières animales qui la contiennent. C'est aussi sur cette propriété que repose en partie l'art de préparer le bleu de Prusse, l'acide nitrique, l'acide sulfurique, l'art du blanchiment, celui de préparer les médicamens, et tant d'autres que nous ne nommerons point.

Si nous considérons actuellement l'eau, soit à la surface, soit dans le sein de la terre, nous la trouverons par-tout chargée de matières de nature diverse, en raison du sol qu'elle traverse ou sur lequel elle coule. De là les sources d'eaux douces et d'eaux minérales ; de là aussi l'explication qu'on peut donner de la formation des couches cristallisées de sel marin, de sulfate de chaux, et des autres sels qu'on rencontre çà et là : ces sels ont été tenus en dissolution par les eaux ; celles-ci se sont vaporisées, ont permis aux molécules salines de se rapprocher, et ont donné lieu à une cristallisation plus ou moins régulière. C'est aussi de cette manière que se forment les stalactites qu'on trouve dans un

grand nombre de grottes : les eaux s'infiltrent à travers la voûte, dissolvent une partie de la matière qui la constitue, et déposent plus ou moins de cette matière pendant leur séjour dans la grotte.

Enfin, si nous examinons quel rôle joue l'eau dans la végétation et l'animalisation, nous verrons que, constamment, ses principes peuvent être absorbés, et que souvent elle sert à porter dans le sein du végétal et de l'animal des alimens qui leur sont nécessaires, ou à exhaler de leur sein les matières superflues et nuisibles.

L'on voit donc que, dans le plus grand nombre de cas, elle agit comme dissolvant, surtout dans les opérations naturelles ou spontanées : aussi les anciens l'ont-ils appelée le *grand dissolvant de la nature.*

Historique. — L'eau est l'un des quatre corps que les anciens considéraient comme élémens. Cette opinion, émise pour la première fois par Aristote, se soutint jusque dans ces derniers temps. Personne en effet ne l'avait révoquée en doute avant Cavendish. A la vérité, dès 1776, Macquer et Sigaud-Lafond avaient observé qu'il se déposait de l'eau sur les parois des vases au-dessous desquels on faisait brûler le gaz hydrogène; il est vrai aussi qu'au commencement de l'année 1781, Priestley, ayant fait détonner un mélange de gaz hydrogène et de gaz oxigène dans un vaisseau de verre, avait vu qu'après la détonnation, l'intérieur du vase était humide; mais aucun d'eux n'en avait conclu que l'eau était composée d'hydrogène et d'oxigène. Ce fut Cavendish qui, dans l'été de la même année 1781, ayant répété l'expérience de Priestley avec un très-grand soin, et s'étant procuré ainsi plusieurs grammes d'eau, osa le premier en tirer cette conséquence. Presque dans le même temps, Monge, à Mézières, faisait des expériences dont il tirait les mêmes conséquences.

Cependant il était nécessaire, pour acquérir une com-

plète conviction, de brûler de grandes quantités de gaz hydrogène, de mesurer les proportions de gaz hydrogène et de gaz oxigène qui se combinaient, et de prouver que leur poids était absolument le même que celui de l'eau formée; c'est ce qu'essaya de faire Lavoisier en 1783, et ce qu'il exécuta avec Meunier en 1785, au moyen de gazomètres, dans un grand ballon de verre (287); c'est ce que firent également, quelque temps après, Lefebvre-Gineau, d'une part, et Fourcroy, Vauquelin et Seguin, de l'autre : ceux-ci obtinrent même jusqu'à cinq hectogrammes d'eau parfaitement pure. Alors la composition de l'eau, confirmée d'ailleurs par l'analyse, fut généralement mise au nombre des vérités bien démontrées, et permit d'expliquer une foule de phénomènes dans lesquels l'eau se décompose, et qui, jusque là, avaient été inexplicables.

Outre les recherches relatives à la nature de l'eau, il en est un grand nombre d'autres qui ont eu pour objet l'étude de ses diverses propriétés : presque tous les chimistes y ont pris part, en sorte que l'eau est l'un des corps les mieux connus.

Du Deutoxide d'hydrogène ou de l'Eau oxigénée.

288 *bis*. Le deutoxide d'hydrogène n'était point connu avant les recherches que j'ai faites depuis le mois de juillet 1818, recherches dans lesquelles j'ai été secondé avec beaucoup de zèle par MM. Labillardière et Grouvelle. Les propriétés que possède ce nouveau corps sont si remarquables et si différentes de celles qui appartiennent aux autres corps, que l'on me pardonnera, j'espère, de donner ici un extrait étendu du Mémoire que j'ai inséré dans le volume que l'Académie des Sciences publie actuellement.

De la Préparation de l'Eau oxigénée.

C'est en dissolvant le deutoxide de barium dans l'acide hydro-chlorique, versant dans la dissolution une certaine quantité d'acide sulfurique, répétant ensuite nombre de fois ces deux opérations sur la même liqueur, puis y ajoutant du sulfate d'argent et enfin de la baryte, et séparant suc-

cessivement tous les précipités par le filtre, que l'on parvient à charger l'eau de beaucoup d'oxigène. L'acide hydro-chlorique dissout promptement le deutoxide, et de là résultent, selon toute apparence, de l'hydro-chlorate de baryte et de l'eau faiblement oxigénée. L'acide sulfurique précipite la base de l'hydro-chlorate, et rend libre l'acide hydro-chlorique. Celui-ci peut alors agir sur une nouvelle quantité de deutoxide, comme nous venons de dire, de sorte qu'en précipitant de nouveau la baryte par l'acide sulfurique, rien ne s'oppose à ce que l'opération ne soit répétée une troisième, une quatrième fois, etc., etc., etc., et qu'on n'obtienne par conséquent de l'eau chargée d'acide hydro-chlorique et de plus ou moins d'oxigène. La manière d'agir du sulfate d'argent est évidente; il a pour objet de séparer l'acide hydro-chlorique et de le remplacer par l'acide sulfurique. Celle de la baryte ne l'est pas moins; cette base s'empare de tout l'acide sulfurique et le sépare de la liqueur. L'on voit donc que, si l'opération était faite avec des matières pures, et employées en proportion convenable, on n'aurait en dernier résultat que de l'eau plus ou moins oxigénée. Mais il est difficile, pour ne pas dire impossible, de se procurer du deutoxide de barium parfaitement pur : de là, la nécessité de prendre beaucoup de précautions, sans lesquelles on ne réussirait qu'imparfaitement. Pour n'en omettre aucune, je vais décrire le procédé dans le plus grand détail.

(*A*) On doit commencer par se procurer du nitrate de baryte exempt de toutes matières étrangères : le plus sûr moyen d'y parvenir est de dissoudre le nitrate dans l'eau, d'y ajouter un petit excès d'eau de baryte, de filtrer la liqueur et de la faire cristalliser dans des vases de platine, d'argent ou de porcelaine. Ce procédé de purification offre même un avantage : c'est de pouvoir traiter le sulfure de baryte par l'eau et l'acide nitrique dans une chaudière de fonte, et d'obtenir promptement le nitrate impur. A cet effet, l'on verse un petit excès d'acide sur le sulfure, en brûlant à la manière ordinaire le gaz hydrogène sulfuré qui se dégage; on porte la liqueur à l'ébullition, on la filtre et on l'évapore jusqu'à siccité dans la chaudière même. Le nitrate ainsi obtenu est chargé d'oxide de fer; mais cela ne fait rien, puisque la baryte le précipite tout entier.

(*B*) Lorsqu'on s'est procuré du nitrate bien pur, il faut le décomposer par la chaleur pour en extraire la baryte. Cette décomposition ne doit point être faite dans une cornue de grès, parce que celle-ci contient trop d'oxide de manganèse : l'on doit se servir d'une cornue de porcelaine bien blanche. L'opération peut avoir lieu sur 2 kilog. à 2 kilog. et demi de nitrate à la fois; elle dure environ trois heures, ou plutôt n'est terminée que quand, à une haute température, il ne se dégage plus d'oxigène, ce qu'il est facile de reconnaître en introduisant une allumette dans le col de la cornue. La baryte qui en provient est, à la vérité, unie à une quantité assez forte de silice et d'alumine; mais du moins il ne s'y trouve que des traces d'oxide de manganèse, et c'est un point essentiel; car cet oxide

possède, comme on le verra par la suite, la propriété de chasser avec une grande énergie l'oxigène de l'eau oxigénée.

(*C*) La baryte réduite promptement, au moyen d'un couteau, en morceaux de la grosseur de l'extrémité du pouce, est placée ensuite dans un tube de verre luté. Ce tube peut être assez long et d'un diamètre assez large pour contenir un kilogramme de matière ; on l'entoure de feu de manière à le faire rougir légèrement, et l'on y fait arriver un courant de gaz oxigène que l'on fait passer au travers de fragmens de chaux vive, afin de le dessécher. Quelque rapide que soit le courant, le gaz est complètement absorbé, si bien que quand il se dégage par le petit tube qui doit faire suite à celui qui contient la base, l'on peut en conclure que le deutoxide de barium est fait : il est bon pourtant de soutenir encore le courant pendant 12 à 15 minutes. Le tube étant en grande partie refroidi, on en retire le deutoxide et on le conserve dans un flacon bouché. Son caractère distinctif est de se déliter par quelques gouttes d'eau sans s'échauffer. Sa couleur est le *blanc-gris ;* quelquefois aussi il présente de petites taches vertes, qui annoncent la présence d'un peu de manganèse. J'ai fait bien des tentatives pour me mettre à l'abri de ce grave inconvénient, et je n'ai pas réussi. Il est vrai que tous les morceaux, à beaucoup près, ne sont pas dans ce cas. Dans une opération bien conduite, l'on n'en trouve que quelques-uns, ce qui prouve que la portion de manganèse qui produit les taches provient plutôt du tube de verre que de la cornue. Quoi qu'il en soit, je pense qu'on ne les évitera complètement qu'en préparant la baryte et le deutoxide dans des vases de platine.

Observons de plus, et cette remarque est importante pour le succès de l'opération, que quand on extrait l'oxigène que l'on veut combiner avec la baryte, de l'oxide de manganèse, il faut faire en sorte que celui-ci ne contienne point de carbonate : s'il en contenait, il faudrait, avant de s'en servir, le pulvériser, le mettre en contact avec un excès d'acide hydrochlorique, le bien laver et le sécher. Il serait même utile de faire passer l'oxigène à travers une dissolution de potasse caustique, et même de fragmens de pierre à cautère, pour acquérir la certitude qu'il n'arrive point d'acide carbonique jusqu'à la baryte. Ces précautions ne paraîtront point superflues, en observant que cet acide s'unirait à la base et s'opposerait à la formation du deutoxide.

(*D*) On prend, d'une part, une certaine quantité d'eau, par exemple, 2 décilitres, à laquelle on ajoute assez d'acide hydro-chlorique pur et fumant pour dissoudre environ 15 grammes de baryte : la liqueur acide est versée dans un verre à pied, et le verre entouré de glace, que l'on renouvelle à mesure qu'elle fond. D'une autre part, l'on prend 12 grammes de deutoxide ; on les humecte à peine, et on les broie successivement dans un mortier d'agate ou de verre. A mesure qu'ils sont réduits en pâte fine, on les enlève avec un couteau de buis, et on les verse dans la liqueur : bientôt ils s'y dissolvent sans effervescence, surtout par l'agi-

tation. Lorsque la dissolution est opérée, tout en la remuant avec une baguette de verre, l'on y fait tomber de l'acide sulfurique pur et concentré, goutte à goutte, jusqu'à ce qu'il y en ait un leger excès, lequel se manifeste par la propriété qu'a le sulfate de baryte qui se forme tout-à-coup de se déposer facilement en flocons. Alors on dissout, comme la première fois, une nouvelle quantité de deutoxide dans la liqueur, et de nouveau on en précipite la baryte par l'acide sulfurique. Le deutoxide est toujours facile à distinguer du sulfate.

Il est important de mettre assez d'acide sulfurique pour précipiter toute la baryte, et de ne pas en mettre trop : si l'on n'en mettait pas assez, la liqueur filtrerait trouble et lentement ; si l'on en mettait trop, la filtration se ferait aussi très-mal. En atteignant le point convenable que nous venons d'indiquer, la filtration se fait avec la plus grande facilité. Lorsqu'elle est faite, il faut verser sur le filtre une petite quantité d'eau distillée que l'on réunit à la liqueur primitive : de cette manière, celle-ci ne change pas sensiblement de volume ; puis, pour ne rien perdre, il est nécessaire d'étendre le filtre égoutté sur un plan de verre, d'enlever la matière, de la délayer dans une nouvelle quantité d'eau toujours très-petite, et de filtrer le tout. Les eaux que l'on obtiendra ainsi seront peu chargées : l'on s'en servira pour laver les filtres suivans.

Cette opération étant terminée, l'on en fait une toute semblable, c'est-à-dire que l'on dissout du deutoxide de barium dans la liqueur, qu'on y ajoute de l'acide sulfurique pour en précipiter la baryte, etc., et que l'on ne filtre qu'après avoir fait deux dissolutions et deux précipitations. C'est sur ce nouveau filtre que l'on verse les eaux de lavage de l'opération précédente : après quoi l'on en obtient de nouvelles avec la matière de ce filtre égoutté, ou plutôt on le comprime dans un double linge d'un tissu bien serré.

La seconde opération est suivie d'une troisième, la troisième d'une quatrième, et ainsi de suite, jusqu'à ce que la liqueur soit assez chargée d'oxigène.

En employant la quantité d'acide hydro-chlorique indiquée, l'on peut traiter environ 90 à 100 grammes de deutoxide de barium : il en résulte une liqueur chargée de 25 à 30 fois son volume d'oxigène. Si l'on voulait l'oxigéner davantage, il faudrait y ajouter de l'acide hydro-chlorique.

Plusieurs fois je suis parvenu, par ce moyen, à charger la liqueur de 125 volumes d'oxigène : seulement je l'acidifiais assez tout de suite, pour pouvoir y dissoudre 30 grammes de deutoxide, en ayant soin d'ailleurs de maintenir l'acidité à tel point qu'à la fin de l'opération je pouvais encore dissoudre une vingtaine de grammes de deutoxide sans l'intermède de l'acide sulfurique ; mais j'ai reconnu que, quand la liqueur renfermait à-peu-près 50 volumes d'oxigène, elle laissait dégager assez de gaz, du jour au lendemain, pour qu'il n'y eût point d'avantage à continuer de l'oxigéner par le deutoxide.

(*E*) Lorsque la liqueur est oxigénée au point que l'on desire, on la sur-sature de deutoxide en la tenant toujours dans la glace. Bientôt il s'en sépare d'abondans flocons de silice et d'alumine, ordinairement colorés en jaune par un peu d'oxide de fer et d'oxide de manganèse. Le tout doit être promptement jeté sur une toile ; on y enveloppe la matière et on finit par l'y comprimer fortement. Cette opération ne peut être bien faite qu'à deux : il faut l'exécuter le plus rapidement possible ; car, quoiqu'il n'y ait que peu d'oxide de manganèse, il suffit pour produire un dégagement assez considérable d'oxigène.

(*F*) Comme dans la liqueur filtrée à travers la toile il serait possible qu'il restât encore un peu de silice, d'oxide de fer, d'oxide de manganèse, et qu'il est nécessaire de précipiter toutes ces matières, on reprend la liqueur et on y ajoute, en l'agitant, toujours entourée de glace, de l'eau de baryte goutte à goutte. Si, la baryte étant en excès légèrement sensible au papier de curcuma, il ne se produit point de précipité, c'est une preuve que tout l'oxide de fer et tout l'oxide de manganèse sont séparés. S'ils ne l'avaient point été complètement dans l'opération précédente, ils le seraient dans celle-ci.

A peine le seraient-ils, qu'il faudrait tout de suite verser la liqueur sur plusieurs filtres (deux ou trois) : l'oxide de manganèse en dégage tant de gaz qu'on ne saurait l'isoler trop vite. Quelquefois même l'on est obligé d'employer des filtres doubles, parce que le gaz, soulevant les fibres du papier, déchire ceux qui sont simples. Quelquefois aussi, pour éviter les pertes, il faut remettre sur un autre filtre les petites portions de liqueur qui restent sur les filtres primitivement employés. D'ailleurs, tous les filtres doivent être comprimés dans une toile pour les égoutter. Ceux qui contiennent des quantités notables d'oxide de manganèse, s'échauffent au point de brûler la main.

(*G*) Après avoir séparé la silice, l'alumine, l'oxide de manganèse et l'oxide de fer de la liqueur, il faut en précipiter toute la baryte : on y parvient aisément au moyen de l'acide sulfurique ; mais il faut, autant que possible, n'en ajouter que la quantité nécessaire, ou n'en ajouter tout au plus qu'un très-petit excès, puis filtrer.

(*H*) La liqueur, ne contenant plus que de l'acide hydro-chlorique, de l'eau et de l'oxigène, est remise dans un vase et maintenue à zéro, comme à l'ordinaire, par la glace. Dans cet état, l'on y verse peu à peu, en l'agitant, du sulfate d'argent pur que l'on se procure au moyen de l'oxide d'argent et de l'acide sulfurique. Il est indispensable que ce sel ne contienne point d'oxide libre. Il est décomposé par l'acide hydro-chlorique, et de cette décomposition résultent de l'eau, du chlorure d'argent qui se précipite, et de l'acide sulfurique qui remplace l'acide hydro-chlorique. Quand la quantité de sulfate d'argent est assez grande pour que la décomposition de l'acide hydro-chlorique soit complète, la liqueur devient limpide tout-à-coup : jusque là elle reste trouble. S'il faut qu'il n'y reste point

d'acide hydro-chlorique, il est nécessaire aussi qu'elle ne contienne point un excès de sulfate d'argent : on l'éprouvera donc successivement par le nitrate d'argent et par l'acide hydro-chlorique : ces épreuves se font en mettant un peu de ces réactifs dans des tubes, et y ajoutant une goutte de la liqueur.

Dès que la liqueur est bien préparée, on la jette sur un nouveau filtre qu'on laisse égoutter et que l'on comprime dans une toile : le liquide provenant de la compression est versé sur un nouveau filtre, parce qu'il est un peu trouble.

Peut-être trouvera-t-on extraordinaire qu'au lieu de traiter la liqueur par le sulfate d'argent, on ne la traite pas tout de suite par l'oxide d'argent : c'est qu'en se servant de cet oxide, il est impossible d'obtenir de l'eau oxigénée. En effet, que l'on mette peu à peu de l'oxide d'argent dans la liqueur, et qu'on l'emploie même de manière que l'acide hydro-chlorique soit complètement détruit, sans que pour cela il y ait excès d'oxide, l'on verra que chaque fois que l'on ajoutera une portion de celui-ci, il se produira une effervescence très-sensible, et qu'en dernier résultat la liqueur filtrée ne retiendra pas d'oxigène.

(*I*) Les opérations précédentes ont eu pour objet d'obtenir une liqueur composée d'eau, d'oxigène et d'acide sulfurique; il faut actuellement en séparer cet acide : à cet effet, on la verse dans un mortier de verre entouré de glace, et l'on y ajoute peu à peu de la baryte éteinte, bien délitée et réduite en poudre fine, ou plutôt de la baryte cristallisée, desséchée par l'acide sulfurique dans le vide et bien broyée; on la broie de nouveau dans le mortier de verre, et lorsqu'on juge qu'elle est unie à l'acide on en ajoute une autre partie, etc. Enfin, lorsque la liqueur fait à peine virer au rouge le papier de tournesol, on la filtre; on comprime le filtre dans une toile; puis, après avoir réuni les deux liqueurs, on les agite et l'on en achève en même temps la saturation par de l'eau de baryte.

Il faut même verser un très-petit excès d'eau de baryte pour achever de séparer des traces de fer, et surtout de manganèse, que la liqueur pourrait encore contenir : bien entendu que la filtration devra être faite aussitôt après, en prenant les précautions précédemment indiquées. L'excès de baryte sera ensuite précipité par quelques gouttes d'acide sulfurique faible, et l'on s'arrangera de manière que la liqueur contienne plutôt un peu d'acide qu'un peu de base : celle-ci tend à dégager l'oxigène, tandis que l'acide rend la combinaison plus stable.

(*K*) Enfin, l'on mettra dans un verre à pied bien propre la liqueur très-claire, qui devra être regardée comme de l'eau oxigénée étendue d'eau pure; le verre sera placé dans une large capsule aux deux tiers pleine d'acide sulfurique concentré; l'appareil sera introduit sous la cloche pneumatique et l'on fera le vide. L'eau pure, ayant beaucoup plus de tension que l'eau oxigénée, se vaporisera bien plus rapidement, de telle sorte, par exemple, qu'au bout de deux jours la liqueur contiendra peut-

être deux cent cinquante fois son volume d'oxigène. Les observations suivantes ne doivent point être négligées.

Il faut agiter l'acide de temps en temps.

Il arrive quelquefois que, sur la fin de l'évaporation, la liqueur laisse dégager un peu de gaz ; ce dégagement, qui fait monter le mercure dans l'éprouvette, est dû sans doute à des traces de matière étrangère qui reste dans la liqueur : on l'arrête par l'addition de deux à trois gouttes d'acide sulfurique extrêmement faible.

Quelquefois aussi la liqueur laisse déposer quelques flocons blanchâtres de silice ; il est bon de les séparer ; la décantation, au moyen d'une pipette très-pointue, réussit bien : on perd à peine de la liqueur.

Tant que la liqueur n'est pas très-concentrée, l'évaporation a lieu tranquillement ; mais, lorsque l'eau oxigénée ne contient presque plus d'eau, il se produit souvent des bulles qui ne crèvent que difficilement. Au premier coup-d'œil, on croirait qu'il se dégage beaucoup de gaz oxigène : en examinant l'éprouvette, on verra qu'il n'en est rien. A peine montera-t-elle sensiblement dans l'espace de vingt-quatre heures ; et encore cette ascension proviendra d'une petite quantité de gaz dégagé de l'acide sulfurique, et appartenant à une portion d'eau oxigénée vaporisée.

On reconnaît que la liqueur est concentrée le plus possible, lorsqu'elle donne 475 fois son volume de gaz, sous la pression de $0^{m},76$ et à la température de 14°. A cette époque, en effet, elle ne se concentre plus, quel que soit le temps qu'on la tienne dans le vide. L'épreuve s'en fait promptement en prenant une très-petite pipette dont la tige est marquée d'un trait de lime et étranglée en ce point, la remplissant de liqueur jusqu'au trait, étendant de douze volumes d'eau cette liqueur, qui, dans mes expériences, était toujours de cinq centièmes de centilitre, et décomposant par l'oxide de manganèse une quantité déterminée de cette même liqueur ainsi étendue. Cette dernière expérience consiste à prendre un tube de verre fermé à la lampe par un bout, long de 15 à 16 pouces, large de 7 à 8 lignes, à le remplir de mercure à un demi-pouce près, à le renverser, à y introduire la portion de liqueur étendue sur laquelle l'analyse doit être faite, en se servant pour cela d'une pipette plus grande que la première, et dont la capacité bien connue sera d'environ 11 centièmes de centilitre ; à remplir ensuite exactement le tube avec de l'eau qui servira à laver la pipette même, ou bien en partie avec du mercure ; à boucher le tube avec un obturateur enduit de suif ; à le retourner et à y faire passer un peu d'oxide de manganèse délayé dans l'eau. L'oxigène se dégagera à l'instant ; il ne s'agira plus ensuite que de fermer le tube avec la main, de l'agiter en divers sens pour multiplier les points de contact entre la liqueur et l'oxide, et de mesurer le gaz. Nous ne devons point rechercher ici comment l'oxide de manganèse peut dégager l'oxigène de l'eau oxigénée : qu'il suffise de savoir qu'il le dégage tout entier sans en absorber et sans abandonner une partie du sien.

(*L*) L'acide hydro-chlorique n'est pas le seul acide capable d'agir sur le deutoxide de barium, de manière à former un sel de baryte et de l'eau oxigénée ; tous les acides qui peuvent dissoudre la baryte possèdent encore cette propriété. Mais comme il n'en est aucun qui attaque le deutoxide de barium si bien que l'acide hydro-chlorique, et que presque tous seraient très-difficiles à séparer complètement de l'eau oxigénée, il s'ensuit que l'acide hydro-chlorique doit être employé de préférence.

Outre le deutoxide de barium, il est aussi d'autres oxides qui, mis en contact avec les acides, produisent de l'eau oxigénée : tels sont les peroxides de potassium, de sodium, de strontium, de calcium, et quelques autres encore. Toutefois, il est impossible de s'en servir, parce que leur séparation de la liqueur oxigénée et leur préparation présentent des obstacles qu'on ne saurait surmonter complètement.

Ainsi, jusqu'à présent, le procédé qui vient d'être décrit est le seul qui permette de préparer une quantité très-notable d'eau oxigénée.

(*M*) L'eau oxigénée, pour être conservée le plus long-temps possible, doit être versée dans un long tube de verre fermé à l'une de ses extrémités ; on le bouche par l'autre avec du liége, et on l'entoure de glace. Pourvu qu'on mette les vases à la cave, dans l'été, et qu'on les recouvre d'une cloche, la quantité de glace fondue en un jour est très-petite.

De l'Analyse de l'Eau oxigénée.

Lorsqu'on soumet l'eau oxigénée à l'action de la chaleur, elle se décompose et se transforme en eau et en gaz oxigène pur : de là le moyen d'en faire l'analyse. Il ne faudrait pas la tenter sur de l'eau saturée d'oxigène : le dégagement du gaz serait si brusque et si considérable, pour peu qu'on employât de liquide, que l'expérience deviendrait dangereuse. Tous les obstacles disparaissent, au contraire, en étendant l'eau oxigénée d'une certaine quantité d'eau distillée. Voici comment l'opération fut faite.

Je pris une petite ampoule bien sèche à deux pointes, et je la pesai avec une bonne balance ; j'y introduisis de l'eau oxigénée pure, en faisant plonger dans celle-ci l'une des pointes de l'ampoule, et aspirant lentement l'air par l'autre. Cela étant fait, je fermai, à la flamme d'une allumette, l'extrémité de la pointe inférieure, et je pesai de nouveau l'ampoule : la différence des deux poids me donna exactement celui de l'eau oxigénée.

De l'eau distillée ayant été versée dans un verre, j'y brisai l'extrémité de la pointe inférieure de l'ampoule ; l'eau oxigénée ne tarda point à s'écouler. Dès-lors je lavai par aspiration l'ampoule elle-même, d'abord avec l'eau du verre, puis avec d'autre eau. Ensuite je versai le tout dans un flacon dont le poids m'était connu ; je lavai le verre à plusieurs reprises ; je réunis les eaux de lavage à la liqueur ; et pesant le

flacon, qui était en partie plein, j'en conclus le poids de celle-ci en retranchant de ce poids celui du flacon vide. Retranchant, après cela, le poids de l'eau oxigénée du poids total de la liqueur, j'eus celui de l'eau unie à l'eau oxigénée.

Après avoir pesé dans une ampoule à deux pointes une certaine quantité de l'eau oxigénée étendue d'eau, en m'y prenant comme je viens de l'indiquer pour l'eau oxigénée pure, je fis passer l'ampoule, dont les deux pointes étaient fermées hermétiquement, dans un tube de verre renversé, bouché à son extrémité supérieure et plein de mercure. La longueur de ce tube était d'environ dix-huit pouces, et son diamètre intérieur de neuf lignes. Au moyen d'une longue baguette de verre qui resta dans le tube, je brisai l'ampoule, et tout de suite je chauffai peu à peu la liqueur en l'entourant de charbons maintenus à une certaine distance dans une galerie circulaire de fils de fer, qu'un manche formé de fil de fer lui-même permettait d'élever ou d'abaisser à volonté. Tout l'oxigène reprit promptement l'état gazeux. Tantôt j'élevais le grillage au-dessus du tube pour permettre à la vapeur aqueuse de se condenser, et tantôt, au contraire, je l'abaissais pour porter la liqueur à l'ébullition. Je ne cessai de la chauffer qu'à l'époque où non-seulement elle ne laissa plus dégager de gaz, mais encore où je l'eusse fait bouillir à plusieurs reprises. Dans quelques expériences (car celle que je viens de décrire a été répétée plusieurs fois), je fis même passer dans le tube, après le refroidissement de la liqueur, un peu d'oxide noir de manganèse délayé dans l'eau, afin de m'assurer si tout l'oxigène était dégagé. Jamais la moindre bulle ne s'est manifestée; d'où il est évident que la chaleur seule suffit pour opérer l'entier dégagement de l'oxigène. Il fallait ensuite mesurer le gaz obtenu; c'est ce que je fis à la manière ordinaire: j'allai même souvent plus loin; je l'essayai par l'hydrogène, et je le trouvai constamment pur à $\frac{1}{2}$ centième près.

L'analyse de l'eau oxigénée me semblait si importante, que je crus devoir la faire par un autre procédé que celui que je viens de décrire. Sachant que l'oxide noir de manganèse possédait la propriété de dégager l'oxigène de cette eau sans en absorber et sans en abandonner la plus petite portion, je m'en servis, au lieu de chaleur, pour opérer ce dégagement. Je fis donc l'expérience de la même manière: seulement, lorsque l'ampoule fut brisée, j'introduisis successivement, au haut du tube, quelques gouttes de dissolution de potasse caustique faible et un peu d'oxide de manganèse délayé dans l'eau; quelque temps après, je fermai le tube avec la main; je l'agitai en divers sens pour multiplier les points de contact entre la liqueur et l'oxide, et je mesurai le gaz. L'addition de la potasse n'a pour objet que de saturer la très-petite quantité d'acide que peut contenir la liqueur oxigénée acide, lequel dégagerait, s'il restait libre, un peu d'oxigène de l'oxide de manganèse lui-même, comme on le verra plus loin dans le chapitre intitulé : *Des propriétés que possède l'eau oxigénée après son mélange avec les acides.*

Je vais actuellement rapporter les résultats auxquels je suis parvenu, avec les données de chaque expérience.

Analyse d'une Eau oxigénée dont la densité était de 1,415.

Ire EXPÉRIENCE.

Poids de l'ampoule de verre, en partie pleine d'eau oxigénée	1gram.,571
Poids de la même ampoule vide et sèche	0gram.,421
Donc, poids de l'eau oxigénée	1gram.,150
Poids du flacon en partie plein de l'eau oxigénée précédente, et de l'eau qui a servi à étendre celle-ci	122gram.,603
Poids du flacon vide et sec	100gram.,529
Donc, poids de l'eau oxigénée et de l'eau	22gram.,074
Mais le poids de l'eau oxigénée est de	1gram.,150
Par conséquent celui de l'eau ajoutée est de	20gram.,924
Poids de l'ampoule de verre, en partie pleine d'eau oxigénée étendue d'eau distillée	2gram.,121
Poids de la même ampoule vide et sèche	0gram.,307
Donc, poids de l'eau oxigénée étendue d'eau distillée	1gram.,814
Gaz dégagé par la chaleur des 1gram.814 d'eau oxigénée étendue d'eau distillée; pression, 76 centimètres; température centigrade, 13°5	3centilitres
Donc, gaz oxigène contenu à la pression et à la température précédentes, dans les 22gram.,074 d'eau oxigénée étendue d'eau distillée, et par conséquent dans 1 gram.,150 d'eau oxigénée pure	36centil.,506

Or 36centil.,506 de gaz oxigène, sous la pression de 76 centimètres et à la température de 13°,5, pèsent 0gram.,498.

Par conséquent les 1gram.,150 d'eau oxigénée pure sont formés de 0,660 d'eau et de 0,490 d'oxigène.

Mais, dans 0gram.660 d'eau, il y a 0gram.582 d'oxigène, en supposant que le poids de l'oxigène soit à celui de l'hydrogène comme 88,29 est à 11,71; ainsi l'eau oxigénée qu'on vient d'examiner contiendrait 0gram.582 d'oxigène naturel, et 0gram.,490 d'oxigène combiné, c'est-à-dire le double à $\frac{1}{7}$ près.

IIe EXPÉRIENCE.

Cette expérience a été faite sur la même liqueur (étendue d'eau) que la précédente, mais en se servant d'oxide de manganèse pour dégager l'oxigène.

Poids de l'eau oxigénée étendue d'eau	1gram.,014
Gaz dégagé par l'oxide de manganèse de cette quantité d'eau, sous la pression de 76 centimètres et à la température de 13°5	1centil.,690

Donc, gaz oxigène contenu dans les 22gram.,074 du mélange d'eau oxigénée et d'eau distillée, et par conséquent dans 1gram.,150 d'eau oxigénée pure .... 36centil.,790.

Dans la première expérience, on a retiré de la même quantité d'eau oxigénée 36centil.,506

Par conséquent il n'y a qu'une différence de 0centil.,284 ou $\frac{1}{129}$.

Analyse d'une Eau oxigénée dont la densité était de 1,452.

Cette eau est la plus dense et par conséquent la plus chargée d'oxigène que j'aie pu obtenir. En effet, lorsqu'elle pesait 1,452, je la tins encore sous la machine pneumatique pendant deux jours, et au bout de ce temps elle avait la même densité, quoique son volume fût diminué d'une manière très-sensible. J'en fis l'analyse et par la chaleur et par l'oxide de manganèse, comme je l'ai dit précédemment.

1re EXPÉRIENCE.

Poids de l'eau oxigénée pure 0gram.,864

Poids de l'eau ajoutée à l'eau oxigénée 19gram.,337

Poids du mélange de ces deux quantités d'eau 20gram.,201

Poids de la portion du mélange soumise à l'analyse 2gram.,468

Gaz oxigène dégagé de cette portion du mélange par la chaleur, sous la pression de 0m.,7625, et à la température de 14° centigr. 3centil.,62

Donc, gaz oxigène qui pourrait être dégagé de tout le mélange, et par conséquent des 0gram.,864 d'eau oxigénée pure, à la température de 14° centigrades, et sous la pression de 0m.,7625 .... 29centil.,63

Poids de 29centil.,63 d'oxigène sous la pression de 0m.,7625, et à la température de 14° centigr 0gram.,398

Par conséquent les 0gram.,864 d'eau oxigénée pure doivent être regardés comme composés de { oxigène .... 0gram.,398 ; eau pure .... 0gram.,466 }

Mais 0gram.,466 d'eau pure contiennent 0gram.,411 d'oxigène, en admettant que dans l'eau le poids de l'oxigène soit à celui de l'hydrogène comme 88,29 à 11,71. D'où il suit que dans cette eau oxigénée, la quantité d'oxigène ajouté serait à la quantité d'oxigène constituant de l'eau à-peu-près comme 40 à 41; c'est-à-dire que ces quantités seraient pour ainsi dire égales.

II[e] EXPÉRIENCE.

L'expérience a été faite sur une portion du mélange d'eau oxigénée et d'eau de l'expérience première.

Poids de la portion du mélange soumis à l'analyse······· 1gram.,325

Gaz oxigène dégagé de cette portion du mélange par l'oxide de manganèse, sous la pression de 0m.,7625 et à la température de 14°·· 1centil.,970

Donc, gaz oxigène qui pourrait être dégagé de tout le mélange, et par conséquent des 0gram.,864 d'eau oxigénée pure de l'expérience précédente, à la température de 14° et sous la pression de 0m.,7625································ 30centil.,034

Résultat qui s'accorde avec celui de la précédente expérience à moins de $\frac{1}{74}$.

Ayant répété ces deux expériences, j'ai obtenu des résultats semblables et un peu plus rapprochés. Je regarde donc ces résultats comme bons.

J'ai admis dans les expériences précédentes que l'eau était formée de 88,29 d'oxigène et de 11,71 d'hydrogène; mais comme MM. Berzelius et Dulong viennent de démontrer qu'elle contenait un peu plus d'oxigène, et que le véritable rapport entre ses deux principes était celui de 88,90 à 11,10, il en résultera un peu plus de différence que je ne l'ai dit entre la quantité de l'oxigène de l'eau et celle d'oxigène dont elle peut se charger.

Quoi qu'il en soit, il me semble que, d'après ces analyses, et surtout celle de l'eau oxigénée, dont la densité est 1,452, l'on peut conclure que l'eau la plus oxigénée est un peroxide d'hydrogène qui contient relativement à la même quantité d'hydrogène, deux fois autant d'oxigène que l'eau ordinaire, et que toutes les fois que l'eau oxigénée ne contient pas cette quantité d'oxigène, elle peut être regardée comme un mélange d'eau pure et de peroxide d'hydrogène. Il serait possible cependant qu'il y eût un degré d'oxigénation inférieur; ce qui tendrait à le faire soupçonner, c'est que je n'ai pu obtenir le peroxide d'hydrogène sans quelques traces d'acide sulfurique, et que j'ai observé que les acides qui rendaient en général la combinaison plus stable devenaient surtout nécessaires lorsque l'eau était oxigénée à-peu-près à moitié. Mais d'une autre part, il faut remarquer que la quantité d'acide ajouté est extrêmement faible, et qu'il n'agit peut-être qu'en neutralisant l'action répulsive de quelques parcelles terreuses qui restent dans la liqueur. De nouvelles expériences décideront facilement cette question.

Propriétés physiques du Peroxide d'hydrogène.

Le peroxide d'hydrogène est liquide et incolore comme l'eau. Il est sans odeur, ou en a une si faible qu'elle est insensible pour presque tout

le monde. Mis en contact avec les papiers de tournesol et de curcuma, il en détruit peu à peu la couleur et les rend même blancs. Il attaque l'épiderme très-promptement, quelquefois tout-à-coup, le blanchit et cause des picotemens dont la durée varie en raison des individus, et de l'épaisseur de la couche de liqueur : si cette couche était trop épaisse, ou si elle était renouvelée, la peau elle-même serait attaquée et détruite. Appliqué sur la langue, il la blanchit et la picote aussi, épaissit la salive et produit une sensation difficile à exprimer, mais qui se rapproche de celle de certaines dissolutions métalliques. Sa tension est très-faible, bien plus faible que celle de l'eau : voilà pourquoi l'eau oxigénée, à la température ordinaire, se concentre dans le vide par l'intermède d'un corps absorbant, tel que l'acide sulfurique : telle est encore la raison pour laquelle l'évaporation, dans ce cas, se ralentit de plus en plus, de telle sorte qu'à la fin elle est extrêmement lente; elle a toujours lieu cependant, car toute la liqueur finit par disparaître, et peut même disparaître sans production de gaz, ce qui prouve que le peroxide d'hydrogène entre en vapeur sans éprouver de décomposition. Si l'on était curieux de constater cette dernière propriété, on y parviendrait en plaçant de l'eau oxigénée dans une petite cornue tubulée, fermant la tubulure, adaptant le col de la cornue à un récipient que l'on entourerait de glace, et disposant l'appareil de manière à pouvoir y faire le vide à volonté : mieux vaudrait encore, et c'est ce que j'ai fait, souffler un appareil à la lampe, afin de remplacer, autant que possible, les bouchons par des soudures.

J'ai essayé, mais vainement, de solidifier le peroxide d'hydrogène. Exposé à un froid de 30° pendant trois quarts d'heure, il est toujours resté liquide : aussi, lorsqu'on a de l'eau qui ne contient que trente à quarante fois son volume d'oxigène et qu'on la soumet à une température de 10° sous zéro, la partie qui reste liquide est elle bien plus oxigénée que celle qui se congèle. Il est même probable que si celle-ci contient de l'oxigène, ce gaz appartient à une certaine quantité d'eau interposée. J'avais cru d'abord que je pourrais employer ce procédé pour concentrer l'eau oxigénée, surtout en ayant soin de briser la glace et de la comprimer fortement dans un linge : c'était une erreur; la glace même après la compression retient trop d'oxigène pour être abandonnée.

L'une des propriétés physiques du peroxide d'hydrogène, que je tenais le plus à bien connaître, c'était sa densité; comme je n'avais que peu de liqueur, je me servis pour cela d'une pipette dont la tige était marquée d'un trait et étranglée en ce point. Après avoir pesé cette pipette bien sèche et un petit vase bien sec lui-même, avec beaucoup de soin, je remplis la pipette de peroxide jusqu'au trait; je mis ensuite la pipette dans le vase et je fis une nouvelle pesée; puis je retirai le peroxide, je lavai les vases, les fis sécher, remplis la pipette d'eau jusqu'au trait déjà indiqué et pesai le tout de nouveau. Au moyen de ces données, j'avais tout ce qu'il fallait pour

connaître la densité du peroxide d'hydrogène : je l'ai trouvée de 1,452. Voici les nombres d'où je l'ai conclue :

Poids des vases et du peroxide d'hydrogène·······	93gram.,	127
Poids des vases et de l'eau distillée···············	91,	395
Poids des vases vides et secs······················	87,	562
Par conséquent poids du peroxide ·············	5,	565
Donc aussi poids d'un même volume d'eau distillée··	3,	833

Ce qui donne le résultat indiqué.

En répétant l'expérience, je suis tombé sur le même nombre, à un demi-millième près.

L'on voit donc que le peroxide d'hydrogène est bien plus dense que l'eau. Pour s'en convaincre, il n'est même pas nécessaire d'en prendre la pesanteur spécifique ; il suffit de le verser dans l'eau : en effet, quoiqu'il y soit très-soluble, il coule à travers comme une sorte de sirop.

De l'Action de la plupart des corps sur le Peroxide d'hydrogène.

Parmi les différens corps, les uns sont sans action sur le peroxide d'hydrogène ; d'autres le rendent plus stable ; d'autres le décomposent en s'appropriant une partie de son oxigène ; mais ce qui est bien digne de remarque, c'est qu'il en est un assez grand nombre qui opèrent la décomposition du peroxide, à la température ordinaire, sans s'unir ni à l'eau ni au gaz oxigène qui en résultent : quelquefois même cette décomposition se fait en donnant lieu à une sorte de détonnation, tant le dégagement des gaz est subit, et alors la température, loin de s'abaisser, comme on aurait pu le croire, puisque l'oxigène passe de l'état liquide à l'état gazeux, s'élève au point qu'il y a production de lumière, c'est-à-dire, au moins de 550 à 600°. Quelquefois aussi le corps tout en décomposant le peroxide, se décompose lui-même : tel est, par exemple, l'oxide d'argent ; à peine est-il en contact avec le peroxide même très-étendu d'eau, qu'il en dégage tout l'oxigène, et qu'il se réduit. Mais n'anticipons point sur l'exposé des phénomènes ; suivons-les avec ordre, et quand nous les aurons décrits, nous verrons s'il est possible d'en assigner la cause.

Action des Fluides impondérables.

La chaleur décompose promptement le peroxide d'hydrogène ; mais la décomposition devient d'autant moins facile qu'elle est plus avancée. L'eau, à mesure qu'elle se trouve mise en liberté, se combine sans doute avec la portion de peroxide non décomposé, et le rend plus stable. L'on en jugera par les expériences suivantes.

Que l'on mette du peroxide d'hydrogène dans un petit tube de verre ; qu'on l'expose, en plongeant le tube dans l'eau, à une chaleur progressive

de 10 à 100°, et l'on verra que la décomposition sera très-sensible à 20°; elle se ferait avec un bouillonnement des plus considérables, si le peroxide était soumis de suite à 100°; l'épreuve serait dangereuse à tenter dans un vase à col étroit et sur un demi-gramme de liquide. Néanmoins, en jetant celui-ci sur une plaque incandescente, il ne détonne pas.

Que l'on répète cette expérience, après avoir étendu d'eau le peroxide, de manière que la liqueur ne contienne que 7 à 8 fois son volume d'oxigène, le dégagement du gaz ne sera pas sensible, même à 50°; il le deviendra bientôt après, augmentera de plus en plus, et ne tardera point à diminuer et à cesser : dès-lors la liqueur ne sera plus oxigénée, et ne produira plus, par conséquent, d'effervescence avec l'oxide de manganèse.

Exposé à la lumière diffuse, le peroxide d'hydrogène se comporte, toutes circonstances égales d'ailleurs, de même que dans l'obscurité. Dans les deux cas, il laisse dégager quelques petites bulles de temps à autre, et finit, au bout de quelques mois, à la température ordinaire, par être désoxigéné en grande partie. Cette désoxigénation, qui dépend probablement de plusieurs causes, me semble être produite surtout par quelques parcelles de matières que retient le peroxide. Pour le conserver autant que possible, il faut l'entourer de glace, comme il a été dit (page 569, sous la lettre M.)

Traversé par la lumière directe, le peroxide n'éprouve d'altération qu'au bout de quelque temps.

Quand on soumet le peroxide à l'action de la pile, comme on y soumet l'eau ordinairement, il en résulte des effets analogues à ceux que l'on observe avec ce dernier liquide : seulement le dégagement du gaz oxigène est beaucoup plus considérable. Je dois observer toutefois que je n'ai point recueilli les gaz pour les examiner.

Action des Métaux à la température ordinaire.

Les métaux tendent, en général, à décomposer le peroxide d'hydrogène, et à le ramener à l'état de protoxide ou d'eau. Je n'en connais que quatre qui ne possèdent point d'une manière sensible cette propriété : le fer, l'étain, l'antimoine et le tellure. Les plus oxigénables s'oxident et produisent en même temps un dégagement d'oxigène. Les autres, au contraire, conservent leur état métallique ; de sorte que tout l'oxigène avec lequel l'eau se combine pour devenir peroxide, est mis en liberté.

Une ténuité extrême dans la matière métallique est une condition indispensable pour une prompte décomposition. Tel métal qui, en poudre très-fine, dégagera rapidement l'oxigène du peroxide, n'en opérera que très-lentement le dégagement s'il est en poudre grossière, et à plus forte raison en masse.

Les mêmes phénomènes auraient lieu quand bien même le peroxide

serait étendu d'eau ; seulement ils seraient moins prononcés et dureraient plus long-temps : c'est ce que l'on va voir dans l'examen que nous allons faire de l'action des métaux sur le peroxide pur et affaibli.

L'on a toujours procédé aux expériences de la même manière. La liqueur a été mise d'abord, avec une pipette, dans un petit tube de verre fermé par un bout, après quoi le métal a été introduit dans le tube avec une carte.

La quantité de peroxide employé dans chaque essai n'était au plus que de quelques gouttes; celle de peroxide étendu d'eau était un peu plus grande. On regardait l'action comme terminée lorsqu'il ne se dégageait plus de gaz : on s'assurait alors, par l'addition d'un peu d'oxide de manganèse, si la liqueur était complètement désoxigénée.

Tous les métaux ont été éprouvés de cette manière, excepté l'urane, le titane, le cérium, le barium, le strontium, le calcium, le lithium, et les métaux des terres.

Des Métaux qui décomposent le peroxide d'hydrogène, et qui en dégagent l'oxigène sans s'altérer.

Argent très-divisé (provenant de la décomposition récente du nitrate d'argent par le cuivre), et *peroxide pur.* — Action subite, violente, dégagement de calorique si grand que le tube devient brûlant; l'argent conserve son état métallique, et tout l'oxigène se dégage à l'instant.

Argent très-divisé, et *liqueur* ne contenant que neuf fois son volume d'oxigène. — Effervescence subite, vive, point de chaleur sensible : l'argent ne s'oxide pas; l'action se termine assez promptement; tout l'oxigène se dégage.

Le tube ne s'échauffe qu'autant que la liqueur contient au moins trente fois son volume d'oxigène.

Argent précipité de la dissolution de nitrate d'argent par le cuivre, mais dont les parties étaient devenues moins ténues par la dessiccation. — Action beaucoup moins forte sur le peroxide qu'avec l'argent très-divisé des deux expériences qui précèdent.

Argent limé. — Action beaucoup moins forte encore que celle dont nous venons de parler.

Argent en masse. — Action très-faible, relativement à celle de l'argent divisé.

Platine en poudre fine (extrait de l'hydro-chlorate ammoniaco de platine, calciné avec le sel marin), et *peroxide pur.* — Mêmes phénomènes qu'avec l'argent. Peut-être l'action est-elle encore un peu plus forte. Je n'en conclurai pas pour cela que le platine par lui-même agit plus sur le peroxide que l'argent; car, pour que cette conséquence fût juste, il faudrait être certain que la ténuité des parties métalliques, qui a tant d'influence sur l'action, fût la même.

Platine en poudre fine, et *liqueur* ne contenant que neuf fois son volume d'oxigène. — Mêmes phénomènes qu'avec l'argent.

Platine limé et *platine en masse.* — Même action sur le peroxide qu'avec argent limé et argent en masse.

Or très-divisé (provenant de l'hydro-chlorate d'or, réduit par le sulfate de fer) et *peroxide pur ou étendu d'eau.* — Mêmes phénomènes qu'avec argent et platine, pourvu que la liqueur ne soit pas sensiblement acide. (*Voyez* ce qui est dit à ce sujet, plus loin, pag. 588, art. 3e.)

Or limé et *or en masse.* — Même action sur le peroxide qu'avec argent limé et argent en masse.

Osmium en poussière noire, et *peroxide pur.* — Action plus violente qu'avec les métaux précédens, ce qui peut dépendre de ce que le métal était plus divisé : du reste mêmes phenomènes.

Mêmes phénomènes aussi, peut-être à l'intensité près, entre l'osmium et le peroxide étendu d'eau qu'entre celui-ci et le platine, l'argent.

Palladium en poudre (provenant de la calcination de l'hydro-chlorate ammoniaco de palladium (*a*)) et *peroxide pur.* — Action prompte, très-vive, moins vive cependant que celle du platine, de l'argent, de l'or et de l'osmium ; grand dégagement de calorique. Tout l'oxigène est dégagé presque aussitôt que l'action se manifeste ; le métal ne paraît pas s'oxider. Si le peroxide était sensiblement acide, il agirait beaucoup moins promptement. (*Voy.* ce qui est dit à ce sujet, plus loin, pag. 588, art. 4e.)

Palladium en poudre, et *peroxide* ne contenant que neuf volumes d'oxigène. — Mêmes phénomènes qu'avec argent, si ce n'est que le dégagement d'oxigène est un peu moins rapide.

Rhodium en poudre (provenant de la calcination de l'hydro-chlorate ammoniaco de rhodium (*a*)) et *peroxide pur ou étendu d'eau.* — L'action de ce métal est à-peu-près la même que celle du palladium.

Iridium en poudre (provenant de la calcination de l'hydro-chlorate ammoniaco d'iridium (*a*), et *peroxide pur ou étendu d'eau.* — L'action de ce métal est à-peu-près la même aussi que celle du palladium : seulement il paraît que la présence d'un peu d'acide ne la ralentit pas autant.

Plomb réduit en limaille fine et peroxide pur. — Action lente d'abord, mais qui peu à peu s'augmente, et finit, dans l'espace de quelques minutes, par devenir très-forte en donnant lieu à beaucoup de chaleur. Tout l'oxigène se dégage. Je ne crois pas que le plomb s'oxide.

Plomb réduit en limaille fine, et liqueur ne contenant que 9 volumes d'oxigène. — Action faible d'abord ; peu à peu elle devient plus sensible : alors les bulles d'oxigène se succèdent assez rapidement, et soulèvent les parcelles métalliques. Ne se formerait-il pas un peu d'oxide, qui,

---

(*a*) Ces hydro-chlorates m'avaient été donnés par M. Barruel, chef du laboratoire de l'École de Médecine.

comme on le verra par la suite, décompose facilement l'eau oxigénée? Ce qu'il y a de certain, c'est qu'au bout d'une heure il ne reste plus d'oxigène dans la liqueur.

Bismuth bien pulvérisé et peroxide pur. — Mêmes phénomènes qu'avec le plomb.

Bismuth bien pulvérisé, et liqueur ne contenant que 9 volumes d'oxigène. — L'action est bien lente; il ne se dégage des bulles que de temps à autre. Toutefois, au bout de douze heures, la liqueur n'était plus oxigénée. Le métal ne m'a pas paru s'oxider.

Mercure et peroxide pur. — Mêmes phénomènes qu'avec le plomb et le bismuth, pourvu que la liqueur ne soit point acide : lorsqu'elle contient un peu d'acide sulfurique, il se forme en outre une substance rouge ou briquetée, qui est peut-être un sous-sulfate.

Mercure et liqueur ne contenant que 9 volumes d'oxigène. — Dégagement très-sensible de gaz, surtout quand la liqueur est plutôt alcaline qu'acide : le mercure ne s'oxide pas; une goutte d'un acide très-faible suffit pour arrêter le dégagement.

Cobalt, Nickel, Cadmium, Cuivre. — Action très-faible.

Des Métaux qui décomposent le peroxide d'hydrogène, en absorbant une partie de son oxigène et dégageant l'autre.

Arsenic en poudre et peroxide pur. — Action subite des plus violentes; flamme produite par la combustion de l'arsenic, qui, en s'acidifiant, empêche que tout l'oxigène ne soit dégagé ou absorbé, du moins instantanément; par conséquent très-grand dégagement de calorique. Lorsque la liqueur est en excès, tout l'arsenic passe à l'état acide et se dissout.

Arsenic en poudre, et liqueur ne contenant que 9 fois son volume d'oxigène. — Point d'effervescence; la liqueur devient acide sur-le-champ. Cet acide rendant le peroxide plus stable, il en résulte qu'elle reste long-temps plus ou moins oxigénée.

Molybdène réduit en poudre et peroxide pur. Action très-violente; combustion du métal avec lumière; grand dégagement de calorique; production d'un acide très-soluble, dont la saveur est assez forte, et qui colore l'eau en jaune. Tout le molybdène disparaît quand le peroxide est en excès.

Molybdène réduit en poudre, et liqueur ne contenant que 9 volumes d'oxigène. — Effervescence subite assez vive; production d'acide; absorption ou dégagement de tout l'oxigène : au bout de quinze heures la liqueur était d'un bleu superbe.

Tungstène, Chrôme et peroxide pur. — L'action est faible d'abord; elle ne devient violente, au bout de quelque temps, qu'avec le tungstène.

Potassium et peroxide pur. — Action subite et violente; combustion

vive ; dégagement d'oxigène et formation d'alcali : l'expérience ne doit être faite que dans un verre, car quelquefois il y a explosion.

Sodium et peroxide pur. — Mêmes phénomènes qu'avec le potassium.

Manganèse et peroxide pur. — Le métal, sous forme de petits globules, produit une vive effervescence et désoxigène promptement la liqueur : ne pourrait-on pas penser qu'il s'oxide d'abord et que c'est l'oxide qui chasse l'oxigène ? Cependant les globules, au nombre de deux, ne semblaient point altérés. En poudre, il agit bien plus fortement encore ; son action devient bientôt violente ; il en résulte, en même temps qu'un dégagement d'oxigène, un grand dégagement de calorique.

Manganèse et liqueur ne contenant que 9 fois son volume d'oxigène. — Effervescence subite, vive ; point de chaleur ; désoxigénation complète de la liqueur en peu de temps.

Zinc. — Action très-faible.

Fer, Etain, Antimoine, Tellure. — Action nulle ou presque nulle, même avec la liqueur concentrée.

Action des Combustibles simples, solides et non métalliques, sur le peroxide d'hydrogène.

Parmi les corps combustibles simples non métalliques, il n'y a que le sélénium et le charbon qui aient une action très-marquée sur le peroxide d'hydrogène.

Sélénium en poudre et peroxide pur. — Action subite et très-violente ; grand dégagement de chaleur sans lumière ; acidification complète du sélénium, qui, par ce moyen, se dissout tout-à-coup.

Sélénium et liqueur ne contenant que 9 fois son volume d'oxigène. — Point de chaleur ; à peine voit-on de temps à autre quelques bulles se dégager ; mais la liqueur s'acidifie en quelques minutes.

Charbon de bois en poudre fine et peroxide pur. — Action subite et très-vive ; production de chaleur assez grande ; dégagement de tout l'oxigène sans qu'il se forme d'acide carbonique.

Charbon de bois en poudre fine, et liqueur ne contenant que 9 fois son volume d'oxigène. — Effervescence assez vive sans chaleur ; tout l'oxigène se dégage encore sans qu'il se produise d'acide carbonique. En effet, que l'on fasse passer une certaine quantité de liqueur dans un tube renversé, plein de mercure ; qu'on y introduise ensuite du charbon bien pulvérisé, et l'on verra, d'une part, que le gaz qui se dégagera promptement de la liqueur ne sera que de l'oxigène, et, de l'autre, qu'elle se désoxigénera en très-peu de temps.

Charbon très-compacte, provenant d'une huile qui, dans la production du gaz hydrogène carboné pour l'éclairage, tombait goutte à goutte sur des plaques de fonte incandescentes. — Ce charbon, bien réduit en

poudre, agit tout aussi bien que le précédent : quand il n'est pas bien pulvérisé, son action est presque nulle.

Noir de fumée. — Point d'action, sans doute parce que la liqueur ne le mouille pas.

Action du Peroxide sur les sulfures métalliques à la température ordinaire.

La plupart des sulfures métalliques que j'ai essayés ont une action très-marquée sur le peroxide d'hydrogène : assez souvent même cette action est violente et accompagnée de beaucoup de chaleur lorsque la liqueur est concentrée. D'ailleurs, qu'elle soit étendue d'eau ou concentrée, il en résulte presque toujours un sulfate et un dégagement plus ou moins sensible d'oxigène. C'est ce qui a lieu avec les sulfures de cuivre, d'antimoine, de plomb, de fer : à peine le contact existe-t-il que leur transformation en sulfate s'opère avec effervescence.

Les sulfures d'arsenic et de molybdène agissent avec plus de violence encore que les précédens, sur la liqueur pure, puisqu'il y a tout à la fois production de chaleur et de lumière; mais il ne se forme pas de sulfate; l'arsenic s'acidifie, et le soufre reste presque intact.

Ceux de bismuth, d'étain n'ont qu'une action très-faible, même sur le deutoxide d'hydrogène le plus concentré possible. Ceux d'argent et de mercure (cinnabre) n'en ont aucune.

Toutes les expériences peuvent être faites comme celles qui ont été décrites précédemment (pag. 577).

Action des Oxides métalliques sur le peroxide d'hydrogène, à la température ordinaire.

Les oxides métalliques tendent en général à ramener le peroxide d'hydrogène à l'état de protoxide ou d'eau. Quelques-uns produisent cet effet en s'oxidant davantage; d'autres sans s'altérer, et en dégageant sous forme de gaz toute la quantité d'oxigène que l'eau absorbe pour passer à l'état de peroxide; d'autres enfin, tout en rendant gazeux cette quantité d'oxigène, se réduisent eux-mêmes; très-peu sont sans action.

La force décomposante des oxides varie beaucoup. Plusieurs chassent l'oxigène si subitement de la liqueur, qu'il en résulte une sorte d'explosion, et alors il y a production d'une grande chaleur et même de lumière. Il en est au contraire dont l'action est lente, qui n'occasionent qu'une légère effervescence et jamais de chaleur sensible.

Toutes les expériences peuvent être faites comme celles qui ont pour objet l'action des métaux sur le peroxide. On peut encore les faire avec

le peroxide étendu d'eau, dans un tube renversé et plein de mercure, en y introduisant successivement la liqueur et l'oxide.

Des Oxides qui peuvent absorber l'oxigène du peroxide, et le ramener à l'état de protoxide ou d'eau.

Ces oxides sont la baryte, la strontiane, la chaux, l'oxide de zinc, le protoxide et le deutoxide de cuivre, l'oxide de nickel, les protoxides de manganèse, de fer, d'étain, de cobalt, l'oxide d'arsenic, et probablement plusieurs autres : encore est-il nécessaire que l'oxide métallique soit en gelée ou en dissolution : autrement l'oxigène se dégagerait, ou resterait en combinaison. Il est évident d'ailleurs qu'à mesure que le nouvel oxide se produira, il sera possible qu'il chasse une portion d'oxigène de la liqueur, de sorte qu'alors l'action deviendra complexe.

Baryte. — Lorsqu'on verse de l'eau de baryte dans le peroxide pur ou étendu, il se précipite à l'instant une foule de paillettes brillantes, qui ne sont autre chose qu'un hydrate de deutoxide de barium, comme on le verra (516); mais si, au lieu d'eau de baryte, l'on se servait de baryte réduite en poudre, et de peroxide d'hydrogène concentré ou peu étendu, il en résulterait un violent dégagement de gaz oxigène et beaucoup de chaleur. Cette chaleur peut provenir de l'absorption de l'eau du peroxide d'hydrogène par la baryte, et de la décomposition instantanée de ce peroxide. Quant au dégagement d'oxigène, on peut l'attribuer à l'élévation de température produite par l'absorption d'eau, et au deutoxide de barium dont il se forme une petite quantité : toutefois l'hydrate de baryte possède lui-même la propriété de dégager l'oxigène du peroxide d'hydrogène.

Strontiane. — La strontiane offre avec le peroxide d'hydrogène absolument les mêmes phénomènes que la baryte. (*Voyez* l'hydrate de deutoxide, 514 *bis*.)

Chaux. — Cette base produit aussi, avec le peroxide d'hydrogène, des phénomènes analogues à ceux que nous venons d'observer avec les deux bases précédentes; ils n'en diffèrent même qu'en ce que, pour obtenir en paillettes cristallines l'hydrate de deutoxide de calcium, il faut verser l'eau de chaux peu à peu (513 *bis*).

Hydrate bleu de deutoxide de cuivre. — Cet hydrate, mis en contact avec le peroxide d'hydrogène, passe tout de suite à l'état d'un nouvel oxide, qui est d'un jaune d'ocre, et qui fait dégager assez rapidement l'oxigène de la liqueur oxigénée non encore décomposée. Lorsque le peroxide est concentré, l'action est vive, il y a dégagement de chaleur, et il s'en faut beaucoup que tout l'oxide de cuivre se suroxide. Pour que la suroxidation ait lieu, il faut non-seulement que le peroxide d'hydrogène soit étendu d'eau, mais encore satisfaire à diverses conditions qui seront exposées plus tard (549 *bis*).

Deutoxide de cuivre calciné. — Sous cet état, le deutoxide de cuivre ne possède plus la propriété de se suroxider ; il produit, avec le peroxide d'hydrogène, une effervescence très-sensible due à un dégagement d'oxigène. Ce dégagement est même assez fort avec le peroxide concentré.

Hydrate d'oxide de zinc. — De même que celui de cuivre, cet hydrate se suroxide dans son contact avec le peroxide d'hydrogène, mais de telle manière qu'il ne se dégage que bien peu d'oxigène. (*Voyez* le nouvel oxide de zinc, 525.)

Fleurs de zinc ou oxide blanc de zinc calciné. — Plus de suroxidation sous cet état ; l'oxide donne lieu tout au plus à un dégagement de gaz extrêmement faible.

Hydrate de nickel. — Voici encore un hydrate qui, dans son contact avec la liqueur oxigénée, donne lieu probablement à un nouvel oxide, et qui en même temps produit un faible dégagement d'oxigène. (*Voyez* ce nouvel oxide, 552 *bis.*)

Oxide de nickel calciné. — La dessiccation fait perdre à cet oxide, comme à ceux de cuivre et de zinc, la propriété de se suroxigéner ; mis en contact avec le peroxide d'hydrogène, il en dégage l'oxigène, de manière à y produire une effervescence très-marquée.

Protoxide de manganèse, de fer, d'étain, de cobalt. — Ces protoxides, à l'état l'hydrate, donnent lieu, par leur contact avec l'eau oxigénée, à des peroxides semblables à ceux que nous connaissons. Que l'on verse en effet de l'eau oxigénée sur ces hydrates récemment précipités de leur dissolution dans les acides par la potasse, et l'on verra qu'ils s'oxideront tout-à-coup.

Les peroxides de manganèse et de cobalt agiront ensuite sur la liqueur non décomposée, en faisant passer rapidement son oxigène à l'état de gaz ; celui de fer ne produira qu'une effervescence qui ne sera pas très-forte, et celui d'étain n'en produira pas de sensible.

Deutoxide d'arsenic. — Quant à celui-ci, il s'acidifiera.

Des Oxides qui dégagent l'oxigène du peroxide d'hydrogène sans se suroxider et sans se désoxider.

Je connais un assez grand nombre d'oxides qui possèdent cette propriété : j'en parlerai, autant que possible, dans l'ordre de leur plus grande action décomposante.

Peroxide de manganèse naturel réduit en poudre fine, et peroxide d'hydrogène le plus concentré. — Action subite et très-violente ; dégagement de chaleur si grande que le tube de verre devient brûlant ; désoxigénation complète et instantanée.

Le même et liqueur ne contenant que neuf volumes d'oxigène. — Effervescence subite et très-vive ; tout l'oxigène se dégage en très-peu de temps.

Peroxide de manganèse très-divisé (obtenu en ajoutant de l'eau oxigénée à une dissolution de manganèse, et décomposant ensuite la dissolution par la potasse). — L'action de cet oxide est encore plus grande que celle de l'oxide naturel; et même l'expérience peut être faite avec la liqueur concentrée, de telle manière qu'il en résulte une sorte d'explosion (pag. 597).

Peroxide de cobalt en poudre et peroxide d'hydrogène. — Mêmes phénomènes à-peu-près qu'avec le peroxide de manganèse naturel.

Massicot en poudre et peroxide le plus concentré. — Action violente, grand dégagement de chaleur, désoxigénation complète et presqu'instantanée de la liqueur.

Massicot et liqueur ne contenant que neuf fois son volume d'oxigène. Effervescence vive; dégagement de tout l'oxigène en quelques minutes.

Minium et tritoxide de plomb. — Ces deux oxides agissent très-fortement aussi sur le peroxide d'hydrogène; l'action du tritoxide est même des plus violentes; mais comme ils passent en même temps à l'état de protoxide, du moins avec la liqueur concentrée, il n'en sera question que dans le chapitre suivant.

Hydrate de tritoxide de fer, et peroxide d'hydrogène le plus concentré. — Action qui devient bientôt très-forte; grand dégagement de chaleur et désoxigénation complète de la liqueur en très-peu de temps.

Hydrate de tritoxide de fer, et liqueur ne contenant que neuf fois son volume d'oxigène. — L'effervescence est subite, mais n'est pas vive: aussi la désoxigénation ne se fait-elle complètement que dans l'espace de plusieurs heures.

Tritoxide de fer en poudre. — Sous cet état, le tritoxide de fer n'exerce qu'une action assez faible sur le peroxide d'hydrogène concentré ou étendu d'eau. Au bout de quinze heures, la désoxigénation n'est point encore terminée.

Deutoxide de fer (provenant de la décomposition de l'eau par le fer incandescent). — Action très-faible sur le peroxide concentré ou étendu. Quinze heures sont loin de suffire pour la désoxigénation complète de la liqueur. Au bout de ce temps, elle est presqu'aussi chargée d'oxigène que d'abord.

Oxide de nickel en poudre noire, deutoxide de cuivre en poudre brune, oxide de bismuth en poudre jaunâtre L'action de ces différens oxides sur la liqueur concentrée n'est point très-forte; mais elle est assez grande pour en dégager tout l'oxigène dans l'espace de quelques heures.

Ces mêmes oxides finissent aussi par chasser tout l'oxigène de la liqueur affaiblie: seulement, lorsque cette liqueur ne contient que neuf volumes d'oxigène, il faut près de quinze heures pour que la désoxigénation soit complète.

Potasse, Soude. — Action assez forte de la part de ces deux alcalis, même en dissolution, sur le peroxide d'hydrogène concentré; dégage-

ment de gaz oxigène assez rapide, et bientôt désoxigénation complète.

Lorsque le peroxide est étendu d'eau, la décomposition se fait moins promptement : toutefois tout l'oxigène finit par se dégager.

Magnésie en gelée comprimée, *et peroxide d'hydrogène très-concentré.* Dégagement très-sensible de gaz oxigène qui s'arrête peu à peu, avant que la désoxigénation ne soit totale.

Magnésie en gelée comprimée, *et liqueur* ne contenant que neuf fois son volume d'oxigène. — Effervescence assez vive qui s'arrête aussi peu à peu, avant que la désoxigénation ne soit entière. Il semble cependant qu'il se dégage proportionnellement plus d'oxigène quand la liqueur est étendue que quand elle est concentrée.

Magnésie en poudre. — Action plus faible qu'en gelée.

Hydrates de deutoxide de barium, *de strontium*, *de calcium.* — Peu d'action.

Oxide d'urane (provenant du sulfate d'urane décomposé par la potasse). — Peu d'action encore.

Enfin *oxide de titane en poudre*, *oxide de zinc sublimé*, *deutoxide de cérium.* — Effervescence très-faible. Au bout de trente heures, la liqueur est à peine désoxigénée.

Des Oxides qui dégagent l'oxigène du peroxide d'hydrogène en laissant dégager le leur en tout ou en partie.

Ces oxides sont ceux d'argent, de mercure, de deutoxide et de tritoxide de plomb, d'or, de platine, et probablement d'iridium, de palladium et de rhodium.

Oxide d'argent. — C'est celui de tous les oxides qui me paraît avoir le plus d'action sur le peroxide d'hydrogène : il en dégage tout-à-coup l'oxigène, et ce dégagement est si rapide qu'il peut en résulter une explosion quand le peroxide est concentré ; de plus la chaleur produite est telle que l'on aperçoit des points lumineux en faisant l'expérience dans l'obscurité. Il n'est pas extraordinaire, d'après cela, que l'oxide d'argent soit réduit : l'essai doit être fait dans un verre (*Voy.* plus loin, pag. 597).

La réaction est encore très-grande, lors même que le peroxide d'hydrogène est étendu d'eau. En effet, l'oxide d'argent fait une effervescence très-sensible et subite dans de l'eau qui ne contient que la cinquantième partie de son volume d'oxigène : aussi, en faisant passer dans un tube de verre renversé et plein de mercure, d'abord de l'eau qui renferme douze fois son volume d'oxigène, puis de l'oxide d'argent, le mercure est repoussé de manière que l'œil n'en suit qu'avec difficulté l'abaissement. Dans ce cas, il n'y a pas production de chaleur sensible, et cependant il y a réduction d'oxide d'argent. Cet oxide se réduirait même avec la liqueur la plus étendue : qu'on n'aille pas en conclure pour cela

que le dégagement d'oxigène de l'oxide métallique ne soit point un effet de la température; il pourrait se faire qu'au moment de l'action de l'oxide d'argent sur le peroxide d'hydrogène, les molécules qui agiraient les unes sur les autres fussent très-échauffées, et que leur nombre étant très-petit relativement à la liqueur, elles ne pussent point élever d'un demi-degré la température de celle-ci.

Tritoxide de plomb en poudre. — L'action de cet oxide sur le peroxide d'hydrogène est à-peu-près aussi grande que celle de l'oxide d'argent, et les résultats de part et d'autre sont les mêmes, si ce n'est que le tritoxide de plomb ne se réduit pas, et qu'il passe seulement à l'état de protoxide jaune avec la liqueur concentrée. Eprouve-t-il la même désoxigénation avec la liqueur étendue? Je conserve quelques doutes à cet égard.

Minium et peroxide d'hydrogène. — Mêmes phénomènes qu'avec le tritoxide, à cela près que l'action, étant moins vive, a lieu sans dégagement de lumière dans l'obscurité et avec un moindre dégagement de chaleur.

Hydrate de deutoxide de mercure et peroxide d'hydrogène. — L'hydrate qui était délayé dans l'eau a d'abord été mis sur du papier joseph, puis l'on a fait l'essai à la manière ordinaire : à l'instant l'oxide, qui était jaune, est devenu rouge, l'effervescence a eu lieu, et bientôt elle a été violente : alors grand dégagement de chaleur, réduction subite de l'oxide mercuriel, désoxigénation complète de la liqueur.

Hydrate de deutoxide de mercure, et liqueur ne contenant que 9 volumes d'oxigène. — Effervescence très-modérée, point de chaleur sensible, réduction de l'oxide en vingt-quatre heures; désoxigénation complète dans cet espace de temps, pourvu que l'oxide de mercure soit en excès.

Précipité per se réduit en poudre très-fine. — Cet oxide en poudre était d'un jaune d'ocre verdâtre; mis en contact avec le peroxide d'hydrogène concentré, il est devenu rouge comme l'hydrate et a agi comme lui, seulement moins promptement; toutefois l'action a fini par être violente, le dégagement de chaleur par être très-grand, et l'oxide par se réduire. Son action sur la liqueur étendue est faible.

Oxide d'or en poudre sèche et brune (a), et peroxide très-concentré. — Action subite, violente, grand dégagement de chaleur, réduction de l'or, désoxigénation complète de la liqueur.

Oxide d'or, et liqueur ne contenant que 9 volumes d'oxigène. — Ef-

---

(a) Cet oxide avait été obtenu en faisant bouillir un excès d'eau de baryte avec l'hydro-chlorate d'or, versant un peu d'acide nitrique sur le précipité lavé, qui était d'un brun verdâtre, et lavant de nouveau le résidu à l'eau bouillante. L'acide nitrique sépare un peu de baryte et d'acide hydrochlorique du précipité, et le rend d'un brun foncé tirant sur le viole

fervescence subite, vive, point de chaleur; l'or se réduit, et la liqueur se désoxigène en peu de temps.

Oxide de platine en poudre (obtenu en faisant bouillir l'hydro-chlorate de platine avec la soude. — Même action sur le peroxide d'hydrogène concentré ou étendu que l'oxide d'or.

Oxide d'iridium, de palladium, de rhodium. — Il en serait probablement de ces oxides purs comme des précédens; sans doute que leur action sur le peroxide d'hydrogène concentré serait violente et qu'ils se réduiraient. Tel est même le résultat que j'ai obtenu avec un oxide d'iridium, mais de la pureté duquel je n'étais pas certain.

Oxide d'osmium (provenant de la calcination, dans une cornue de verre, d'un mélange d'osmium et de chlorate de potasse), *et peroxide d'hydrogène très-concentré.* — Point d'action sensible; mais à peine ajoute-t-on une très-petite quantité de potasse, qu'il en résulte une grande effervescence, un grand dégagement de chaleur, et que la liqueur, de claire et d'incolore, devient brun foncé. Y a-t-il dans ce cas réduction de l'oxide d'osmium?

Le peroxide étendu d'eau se comporte, à l'intensité d'action près, de la même manière avec l'oxide d'osmium.

Des Oxides qui sont sans action, du moins bien sensible, sur le peroxide d'hydrogène.

Les oxides que je connais pour être sans action bien sensible sur le peroxide d'hydrogène sont : l'alumine, la silice, l'oxide de chrôme, le deutoxide d'étain, le protoxide et le deutoxide d'antimoine; il faut y joindre l'acide tungstique.

Plusieurs autres oxides sont sans doute encore dans ce cas; mais, n'ayant point eu l'occasion de les essayer, je ne puis en rien dire d'une manière particulière.

De l'Action des Acides sur le peroxide d'hydrogène.

Si les métaux et les oxides métalliques tendent, en général, à dégager l'oxigène du peroxide d'hydrogène, il n'en est pas de même des acides : ceux-ci tendent au contraire à lui donner plus de stabilité; quelques-uns seulement ne peuvent produire cet effet, parce qu'ils sont trop faibles ou parce qu'ils changent de nature en absorbant l'oxigène du peroxide.

1°. Que l'on prenne de l'eau oxigénée contenant, par exemple, six fois son volume d'oxigène; qu'on la chauffe au point d'en dégager beaucoup de gaz, et qu'on y ajoute un peu d'un acide, tel que l'acide phosphorique, fluorique, sulfurique, hydro-chlorique, arsénique, oxalique etc., ou tout autre acide fort qu'elle ne serait point capable d'altérer, et à l'instant même le dégagement de gaz cessera : il cesserait également quand bien

même l'on prendrait le soin d'élever d'avance l'acide à la même température que la liqueur : la saturation de l'acide le fera reparaître de suite.

2°. Que l'on mette dans deux fioles de l'eau oxigénée qui contiendra deux à trois fois son volume d'oxigène ; que l'on verse dans l'une d'elles un peu d'acide phosphorique, ou d'acide oxalique, ou d'acide fluorique, etc., et qu'ensuite on les fasse chauffer toutes deux, et l'on verra qu'aussitôt que la température sera portée à 100°, tout l'oxigène de l'eau oxigénée sera dégagé, tandis que, au bout d'une demi-heure d'ébullition, l'autre sera encore très-oxigénée, ou du moins capable de produire une forte effervescence avec l'oxide d'argent.

3°. Lorsque l'on met de l'or très-divisé (provenant de la décomposition de l'hydro-chlorate d'or par le sulfate de fer) dans une eau oxigénée contenant 10, 20, 30 fois ou plus son volume d'oxigène, il en résulte une très-vive effervescence ; mais en ajoutant une goutte d'acide sulfurique très-étendu, l'effervescence s'arrête à l'instant même ; elle se reproduit tout de suite en saturant l'acide par la potasse, pour disparaître et se reproduire encore par l'addition successive des mêmes agens. L'action de l'acide est telle enfin que, pour peu que le peroxide d'hydrogène très-concentré en contienne, il peut être mis impunément en contact avec l'or le plus divisé, et cependant ce métal agit avec violence sur le peroxide saturé.

4°. Plusieurs autres corps produisent, dans leur contact avec le peroxide d'hydrogène, des phénomènes analogues aux précédens : seulement, pour prévenir ou arrêter l'effervescence, il faut une plus grande quantité d'acide. Je citerai le platine, le palladium, le rhodium, et je pourrais y joindre tous les métaux dont l'action sur le peroxide d'hydrogène n'est pas très-grande. Aussi lorsqu'on ajoute une petite quantité d'alcali au peroxide d'hydrogène concentré, qui contient toujours un peu d'acide, devient-il capable d'agir violemment sur des métaux qui, sans cela, ne l'auraient décomposé que lentement : et qu'on ne croie pas que la décomposition rapide soit un effet direct de l'alcali, car, en mêlant à la même quantité de peroxide la même quantité d'alcali, l'effervescence ne sera que faible.

5°. Pour obtenir le peroxide d'hydrogène le plus concentré, il faut y ajouter quelques gouttes d'acide sulfurique très-étendu : en effet, lorsque la liqueur donne près de 250 fois son volume de gaz oxigène, elle commence à laisser dégager des bulles qui font monter le baromètre de l'éprouvette : vainement on essaierait d'en porter la concentration plus loin. Mais, en l'acidifiant seulement de telle manière qu'elle fasse virer le papier de tournesol au violet rougeâtre, elle continue de se concentrer sans éprouver d'altération.

Ces différentes expériences prouvent, ce me semble, ce que nous avons avancé, savoir : que les acides rendent en général le peroxide plus stable : cependant les deux dernières sont moins démonstratives que les

autres, parce qu'on peut en expliquer les résultats autrement. 1°. Ne peut-on pas supposer que l'acide n'agit dans la concentration du peroxide qu'en neutralisant l'action répulsive de quelques matières que celui-ci retient toujours ? 2°. Ne peut-on point admettre aussi que si l'acide ne s'opposait à la décomposition du peroxide par l'or qu'en rendant la composition de cet oxide plus stable, il devrait produire plus facilement cet effet sur les métaux dont l'action décomposante est bien moindre : or, c'est ce qui n'est pas. Quelle différence, par exemple, n'y a-t-il pas entre l'action de l'or et celle du bismuth sur le peroxide saturé et concentré ! Le premier agit avec violence, et le second ne produit qu'une faible effervescence : pourtant la quantité d'acide qui rendra le premier sans action n'arrêtera pas celle du second.

Puisque les acides donnent plus de stabilité à l'eau oxigénée, c'est sans doute en se combinant avec le peroxide d'hydrogène : du moins, dans l'état actuel de la chimie, la composition de ce peroxide rend toute autre hypothèse invraisemblable. A la vérité, cette opinion n'est pas celle que j'avais adoptée d'abord : j'avais pensé que l'oxigène se combinait avec les acides, et qu'il en résultait un grand nombre de nouveaux acides oxigénés. Les expériences sur lesquelles je me fondais paraissaient démonstratives : il ne sera pas inutile de les rapporter.

Je venais de découvrir qu'en traitant le deutoxide de barium par l'acide hydro-chlorique, et qu'en précipitant la dissolution par une quantité convenable d'acide sulfurique, on obtenait une liqueur qui était formée d'eau, d'acide hydro-chlorique et de tout l'oxigène nécessaire pour suroxider la baryte. Or, en saturant l'acide par l'oxide d'argent, tout l'oxigène se dégageait à l'instant ; tandis qu'en employant un sel d'argent au lieu d'oxide d'argent, il ne se dégageait pas la plus petite bulle de gaz. Ne devait-on pas en conclure que si l'oxigène ne se dégageait pas dans le cas où l'on employait le sel d'argent, c'était en raison de l'acide de ce sel ? Je dirai plus ; la conséquence était forcée alors. Mais aussitôt que j'eus découvert que l'oxigène pouvait s'unir à l'eau sans l'intermède des acides ; que certains corps, l'oxide d'argent surtout, possédaient la propriété de dégager l'oxigène de l'eau oxigénée, et que les sels d'argent, tels que le sulfate, le phosphate, etc., n'avaient aucune action sur elle, je compris et je reconnus bientôt que ce qui m'avait paru être des acides oxigénés n'était que de l'eau oxigénée et acidifiée.

Après avoir nommé les principaux acides qui rendent le peroxide d'hydrogène plus stable, occupons-nous de ceux qui ne sauraient lui donner de stabilité, soit parce qu'ils sont trop faibles, soit parce qu'ils en absorbent l'oxigène. Nous citerons, parmi les premiers, l'acide carbonique et l'acide borique ; et parmi les seconds, l'acide sulfureux, l'acide hydriodique, et l'acide hydro-sulfurique ou l'hydrogène sulfuré.

A peine l'acide sulfureux est-il en contact avec le peroxide d'hydrogène, même étendu de beaucoup d'eau, que son odeur disparaît, et qu'il

passe à l'état d'acide sulfurique. Peut-être qu'en rendant l'acide prédominant, l'on obtiendrait le nouvel acide que MM. Gay-Lussac et Welter ont découvert, l'acide hypo-sulfurique.

Le peroxide d'hydrogène concentré ou étendu décompose tout de suite l'acide hydriodique, et de là résultent de l'eau et un précipité d'iode.

Ce peroxide décompose aussi l'hydrogène sulfuré, mais peu à peu. Ayant versé dans de l'eau contenant onze fois son volume d'oxigène une dissolution d'hydrogène sulfuré, la réaction n'a commencé à se manifester qu'au bout d'un quart d'heure; alors la liqueur est devenue laiteuse; le lendemain, il y avait un petit dépôt de soufre, et l'odeur de l'hydrogène sulfuré n'était plus sensible; il s'était formé de l'acide sulfurique, mais si peu, quoiqu'il y eût excès d'eau oxigénée, que celle-ci ne se troublait point pour ainsi dire par le nitrate de baryte.

L'acide hydro-chlorique, soit à froid, soit à chaud, n'est point décomposé par l'eau oxigénée: par conséquent, un mélange d'eau oxigénée et de cet acide ne donne point de chlore. Lorsqu'on le chauffe, on n'en retire d'autre gaz que de l'oxigène. Je ne connais qu'un seul moyen d'opérer la décomposition de l'acide hydro-chlorique par l'eau oxigénée: c'est de verser de l'acide sulfurique concentré en assez grande quantité dans un mélange d'eau oxigénée et d'acide hydro-chorique saturé de deutoxide de barium. La forte chaleur produite instantanément, et peut-être aussi la présence de l'acide sulfurique, détermine un dégagement de chlore très-sensible. Il semble que le même effet devrait être produit quand bien même on n'ajouterait pas de deutoxide de barium; mais comme je n'ai pas fait l'essai, je ne puis rien assurer à cet égard. J'ai eu l'occasion, au contraire, de répéter souvent l'autre dans la préparation de l'eau oxigénée.

Des Propriétés que possède l'Eau oxigénée après son mélange avec les acides.

Je suppose que la liqueur qui résulte de ce mélange renferme à-peu-près cinq à six fois son volume d'oxigène, et que la quantité de celui-ci soit à celle de l'acide dans un rapport deux à trois fois plus grand que celui des quantités d'oxigène et d'acide dans les sels neutres; je dis à-peu-près, car les phénomènes seraient encore analogues dans le cas où les proportions d'eau, d'oxigène et d'acide ne seraient point celles que nous venons d'indiquer.

Il est facile d'obtenir avec les acides nitrique et hydro-chlorique une liqueur où ce rapport entre les quantités d'oxigène et d'acide existe. En effet, comme le deutoxide de barium contient deux fois autant d'oxigène que le protoxide ou la baryte, il est évident qu'en saturant l'acide nitrique ou hydro-chlorique de deutoxide, et précipitant la disso-

lution par l'acide sulfurique, comme nous l'avons dit précédemment (p. 564), la liqueur contiendra précisément la quantité d'oxigène et d'acide nitrique ou hydro-chlorique nécessaire pour former un sel neutre avec un métal (704). Si donc l'on sature une seconde fois la liqueur acide de deutoxide de barium, et qu'on en précipite, comme la première fois, la baryte par l'acide sulfurique, la quantité d'oxigène sera double : une troisième opération la triplera. A la vérité, la plupart des autres acides ne se prêtent point à ce genre de préparation, parce qu'il n'en est presqu'aucun qui forme des sels neutres solubles avec la baryte, et qu'ils n'attaquent point facilement le deutoxide de barium ; mais on peut les mêler directement avec l'eau oxigénée, ou bien obtenir une liqueur convenable en versant un sel d'argent contenant l'un de ces acides dans un mélange d'eau oxigénée et d'acide hydro-chlorique : c'est ainsi que, dans la préparation de l'eau oxigénée, l'acide sulfurique a été substitué à l'acide hydro-chlorique (p. 566). On s'y prendrait d'une manière semblable pour tout autre acide. J'ai essayé cette substitution avec tous les acides minéraux, excepté ceux que l'eau oxigénée peut altérer ; je l'ai essayée également sur presque tous les acides végétaux : l'acide carbonique est le seul avec lequel je n'aie point réussi, parce qu'en versant du carbonate d'argent dans de l'eau oxigénée chargée ou non chargée d'acide hydro-chlorique, tout l'oxigène se dégage comme avec l'oxide d'argent L'eau oxigénée, au contraire, n'est point altérée par les autres sels d'argent ; leurs acides, plus forts que l'acide carbonique, et intimement unis à l'oxide d'argent, s'opposent à ce que celui-ci puisse rompre la combinaison de l'oxigène et de l'eau. Dans tout ce qui suit je désignerai chaque liqueur oxigénée par le nom de l'acide qu'elle contiendra : je dirai donc *liqueur oxigénée nitrique*, *liqueur oxigénée hydro-chlorique*, etc. ; et par conséquent je les comprendrai toutes sous le nom de *liqueurs oxigénées acides*.

Les liqueurs oxigénées acides attaquent, à la température ordinaire, un grand nombre de métaux, et forment avec eux des sels qui quelquefois réagissent ensuite sur l'excès de liqueur oxigénée (p. 594) : presque toujours alors l'oxigène provient, non de l'acide ou de l'eau, mais du peroxide d'hydrogène. Si donc la quantité d'oxigène était à celle de l'acide dans la liqueur comme dans le sel qui se forme, il serait possible que le métal se dissolvît sans effervescence, ou disparût comme le sucre dans l'eau : c'est ce que j'ai observé plusieurs fois.

De l'oxide d'or extrait de l'hydro-chlorate d'or par la baryte, et contenant un peu de cette base qui lui donnait une teinte verdâtre, fut mis en gelée dans la liqueur oxigénée hydro-chlorique : à l'instant une vive effervescence eut lieu : elle était due à l'oxigène ; l'oxide d'or devint pourpre, et quelque temps après il était complètement réduit.

Les liqueurs oxigénées sulfurique, nitrique et phosphorique, font passer d'abord l'oxide d'or au pourpre comme la précédente, en produisant une forte effervescence ; mais l'oxide, au lieu de prendre ensuite

l'aspect de l'or précipité par le sulfate de fer, devient brun-foncé. Dans cet état, toutefois, je le crois réduit.

Lorsque l'on verse de la liqueur oxigénée nitrique sur de l'hydrate d'oxide d'argent, l'effervescence qui a lieu tout-à-coup est plus vive encore que les précédentes ; une partie de l'oxide se dissout ; l'autre se réduit d'abord, devient blanchâtre et se dissout ensuite elle-même, pourvu que l'acide soit en quantité convenable. Le temps qui s'écoule entre la réduction et la dissolution permet de séparer avec la plus grande facilité l'argent réduit. La dissolution étant faite, si l'on y ajoute de la potasse peu à peu ; il se produit une nouvelle effervescence et un précipité d'un violet noir foncé : du moins telle est toujours la couleur du premier dépôt. Ce dépôt est insoluble dans l'ammoniaque, et est, selon toute apparence, un protoxide d'argent. Pour peu que l'on réfléchisse, l'on verra comment se produisent ces phénomènes : l'eau oxigénée de la liqueur et l'oxide d'argent, par leur action réciproque, donnent lieu à la vive effervescence que l'on observe et à la réduction de l'argent. Celui-ci, dont une portion reste en dissolution, parce que le nitrate d'argent est à peine altéré, même par le peroxide d'hydrogène concentré, se dissout à la manière ordinaire dans l'acide nitrique ; mais comme la liqueur reste encore plus ou moins oxigénée, cet oxigène reprend l'état de gaz au moment où l'on précipite l'oxide d'argent par la potasse ; l'oxide, dans cette réaction, ne se désoxigène qu'en partie, et de là le dépôt noir que nous croyons être un protoxide.

De même que la liqueur oxigénée nitrique, les liqueurs oxigénées sulfurique et phosphorique opèrent la réduction partielle de l'oxide d'argent ; il se dégage beaucoup de gaz oxigène ; mais l'argent, au lieu de se dissoudre, conserve son état métallique, du moins pendant long-temps.

Il n'en est pas ainsi de la liqueur oxigénée hydro-chlorique : soit qu'on emploie un excès d'hydrate d'oxide d'argent, soit qu'on n'emploie que la quantité qu'il en faut pour décomposer l'acide, et qu'on ait même le soin de l'ajouter peu à peu, il en résulte de l'eau, du chlorure d'argent violet, et le dégagement total de l'oxigène. Ce dégagement, au contraire, ne serait que partiel si, versant d'abord dans la liqueur oxigénée un acide capable de s'unir à l'oxide d'argent, par exemple, de l'acide sulfurique, ou de l'acide nitrique, ou de l'acide phosphorique, etc., on y ajoutait ensuite cet oxide par petite portion, au bout d'un tube, jusqu'à ce que tout l'acide hydro-chlorique fût décomposé ; et ce résultat serait tout simple, car les circonstances seraient presque les mêmes que celles où se trouve un mélange de sulfate, ou de nitrate, ou de phosphate d'argent et d'eau oxigénée et chargée d'acide hydro-chlorique : aussi se forme-t-il, dans ces deux derniers cas, non pas du chlorure violet comme dans les deux premiers, mais du chlorure blanc. Les caractères qui distinguent ces deux chlorures sont très-marqués. Le chlorure blanc est entièrement soluble dans l'ammoniaque, et n'exerce aucune action répul-

sive sur l'oxigène de l'eau oxigénée, tandis que l'autre a la propriété d'en dégager ce gaz et de laisser, comme M. Gay-Lussac l'a observé le premier, un résidu d'argent métallique lorsqu'on le met en contact avec l'ammoniaque. Ce résidu n'autorise-t-il pas à croire que ce chlorure est un sous-chlorure, ou, si l'on veut, un proto-chlorure qui correspondrait à un premier degré d'oxidation, et qui, par le contact de l'alcali volatil, se transformerait en argent et en deuto-chlorure ?

L'acide nitrique faible ou concentré est sans action sur le peroxide de manganèse et sur le peroxide de plomb ; mais il en est tout autrement de l'acide nitrique mêlé à l'eau oxigénée : il les dissout avec la plus grande facilité. La dissolution est accompagnée d'un grand dégagement de gaz oxigène, et ne retient de ce gaz qu'autant qu'on n'emploie point les oxides en excès. Dans le cas où cet excès a lieu, la liqueur précipite par la potasse comme les dissolutions ordinaires de manganèse et de plomb ; dans le cas contraire, l'oxigène, au moment de la précipitation, venant à s'unir avec les oxides, rend noir celui de manganèse, et couleur de brique celui de plomb. L'on voit donc, d'après cela, que les peroxides de manganèse et de plomb ne se dissolvent qu'en abandonnant une partie de leur oxigène, et que cette désoxigénation provient d'une part de la tendance qu'a l'acide à s'unir avec l'oxide ramené à un moindre degré d'oxigénation, et d'autre part de la force répulsive qu'exerce l'eau oxigénée sur l'oxigène même de l'oxide. L'une de ces forces ne suffirait pas pour opérer la désoxigénation ; réunies, elles l'opèrent très-bien. Je puis encore en citer une expérience convaincante. Que l'on mette en contact dans un tube plein de mercure de l'eau oxigénée chargée d'acide hydro-chlorique et de l'oxide noir de manganèse pur, en s'y prenant comme nous l'avons dit (page 568), et qu'après avoir fait l'expérience on la répète en saturant la liqueur par de la potasse avant l'introduction du manganèse, et l'on verra que dans le premier cas il se dégagera bien plus de gaz oxigène que dans le second : les mêmes résultats auraient lieu avec le peroxide de plomb.

Les liqueurs oxigénées sulfurique et hydro-chlorique se comportent avec les peroxides de manganèse et de plomb absolument comme la liqueur oxigénée nitrique dont nous venons de parler. Ainsi, quoique l'acide hydro-chlorique forme, avec l'oxide de manganèse, un hydro-chlorate, de l'eau, et donne lieu à un dégagement de chlore, ce même acide, mêlé à l'eau oxigénée, dissout le peroxide en laissant dégager seulement de l'oxigène ; et ce qu'il y a de remarquable, c'est qu'il le dissout bien plus facilement par l'intermède de l'eau oxigénée que quand il est pur.

De l'Action des sels sur le peroxide d'hydrogène concentré, et sur l'eau oxigénée contenant 11 *fois son volume d'oxigène.*

Les sels neutres se rapprochent plutôt des oxides que des acides par leur manière d'être avec le peroxide d'hydrogène. En effet, aucun n'ajoute à sa stabilité ; un assez grand nombre en dégage l'oxigène, mais lentement ; quelques-uns seulement absorbent celui-ci ; l'action des autres est insensible. Tous peuvent être éprouvés comme les oxides eux-mêmes dans de petits tubes de verre fermés par un bout.

J'ai essayé trente-neuf sels : dix-huit ont été sans action ; savoir :

1°. Les sulfates de potasse, de soude, de chaux, de baryte, de strontiane, l'alun ou le sulfate d'alumine et d'ammoniaque, le turbith ou le sous-deuto-sulfate de mercure ;

2°. Les nitrates de potasse, de soude, de baryte, de strontiane, de plomb, de bismuth ;

3°. Le chlorure de zinc, le deuto-chlorure de mercure, ou sublimé corrosif, le deuto-chlorure d'étain, ou liqueur fumante de Libavius ;

4°. Le phosphate de soude, le chlorate de potasse.

Sur les trente-neuf sels essayés, vingt-un ont agi sur le peroxide d'hydrogène. Ces vingt-un sels sont :

1°. Les sulfates de manganèse, de zinc, de cuivre et de fer ;

2°. Les nitrates de manganèse, de cuivre, de protoxide de mercure, d'argent ;

3°. Les chlorures de potassium, de sodium, de barium, de calcium, d'antimoine, l'hydro-chlorate de manganèse, l'hydro-chlorate d'ammoniaque ;

4°. Le sous-carbonate de soude, le carbonate saturé de potasse ;

5°. L'hydriodate de baryte ;

6°. L'hydro-sulfate de potasse, l'hydro-sulfate d'antimoine (kermès), l'hydro-sulfate de fer (volcan artificiel).

L'action des sulfates, nitrates, chlorures, sous-carbonates, est très-faible ; il n'en est pas de même de celle des hydro-sulfates et hydriodates : c'est ce que prouvent les expériences suivantes :

Hydriodate de baryte cristallisé et peroxide concentré. — Action subite, chaleur sensible. Il se forme, je crois, de l'eau et de l'iodate de baryte ; ce qu'il y a de sûr du moins, c'est qu'il ne se dépose pas d'iode.

Hydro-sulfate de potasse légèrement sulfuré et peroxide concentré. — Action extrêmement vive, grand dégagement de chaleur et de gaz, précipitation de soufre, même en plongeant le tube imprégné seulement d'hydro-sulfate dans la liqueur ; il se forme de l'eau et une petite quantité de sulfate.

Mêmes résultats avec la liqueur étendue d'eau, à cela près que l'action est moindre.

Kermès et peroxide d'hydrogène concentré. — Action des plus vives; grand dégagement de chaleur et de gaz, formation d'eau et de sulfate d'antimoine.

Le kermès est également décomposé par le peroxide d'hydrogène étendu d'eau; mais l'action n'est point instantanée.

Volcan artificiel de Lémeri, ou hydro-sulfate de fer très-divisé. — Mêmes phénomènes qu'avec le kermès.

De l'Action des Matières végétales sur le peroxide d'hydrogène.

Les matières végétales que j'ai mises en contact avec le peroxide d'hydrogène sont les suivantes : les acides oxalique, acétique, tartarique, citrique, l'oxalate neutre et l'oxalate acide de potasse, l'acétate de potasse, le sucre candi, l'amidon, la gomme arabique, la fibre ligneuse, la mannite, l'huile d'olive, la sandaraque, le camphre, l'alcool, le tournesol, l'indigo.

Parmi ces matières, il n'en est aucune qui fasse effervescence avec le peroxide d'hydrogène concentré ou étendu d'eau, et qui en dégage l'oxigène, si ce n'est le tournesol, en raison de l'alcali qu'il contient.

Les acides oxalique, acétique, tartarique, citrique, loin d'en dégager ce gaz, le rendent plus stable; c'est ce qui a été démontré pour les acides en général (page 587); mais il faut ajouter ici que, quand l'acide est de nature végétale, il arrive quelquefois qu'en faisant bouillir la liqueur, au lieu d'oxigène pur, on obtient un mélange d'oxigène et d'acide carbonique, d'où il est probable qu'il se forme en même temps de l'eau : voilà ce que nous offre surtout l'acide tartarique. L'acide oxalique, au contraire, ne produit pas sensiblement de gaz carbonique, du moins dans le cas où la liqueur ne contient que six à sept fois son volume d'oxigène.

L'oxalate de potasse, l'acétate de potasse, le sucre, la gomme, l'amidon, la fibre ligneuse, la mannite, l'huile d'olive, la sandaraque, le camphre, l'alcool, l'indigo, paraissent être d'abord sans action sur le peroxide même très-concentré; car ils n'y produisent pas d'effervescence, et plusieurs jours après la liqueur se trouve encore très-oxigénée : cependant, ayant mis du sucre et de l'amidon en contact avec le peroxide très-concentré, dans des tubes fermés par un bout et surmontés à l'autre d'un très-petit tube recourbé, propre à recueillir les gaz, j'ai vu qu'au bout de plusieurs jours il se dégageait un mélange de gaz oxigène et de gaz carbonique, et que ce dégagement, très-faible à la vérité, se soutenait pendant très-long-temps. Le sucre s'est dissous de suite; quant à l'amidon, il s'est mis d'abord en gelée, et ne s'est dissous que

deux jours après. Ces deux substances, dans cette réaction, sont évidemment décomposées. J'aurais bien desiré connaître les propriétés de celles qui restent en dissolution dans la liqueur ; mais j'ai opéré sur trop peu de matière pour le savoir. Probablement que la plupart des matières végétales offriraient des phénomènes analogues.

Le tournesol en pain produit, avec le peroxide concentré, une effervescence très-sensible, due sans doute à l'alcali que contient cette matière ; la liqueur se colore en rouge au bout de quelques heures, et la couleur se trouve détruite au bout d'un jour.

Rien de semblable n'arrive avec le peroxide étendu.

De l'Action des Matières animales sur le peroxide d'hydrogène.

Nous venons de voir que les matières végétales, du moins celles que nous avons essayées, ne faisaient aucune effervescence avec le peroxide d'hydrogène ; il en est de même de presque toutes les matières animales isolées : la fibrine est peut-être la seule qui fasse exception ; mais il en est tout autrement des organes ou des tissus organiques des animaux ; tous opèrent la décomposition du peroxide à la manière de la plupart des métaux et des oxides métalliques, sans rien céder de leurs principes, sans absorber la plus petite quantité d'oxigène, sans éprouver par conséquent la moindre altération apparente, quand le peroxide n'est pas très-concentré. Ainsi, pendant la réaction, point d'azote dégagé, point d'eau ni de gaz carbonique formés ; l'oxigène de la liqueur est mis successivement en liberté. Rien de plus facile d'ailleurs à constater que ces importans résultats, qui, selon moi, ne sauraient trop fixer l'attention des chimistes et des physiologistes.

Que l'on prenne de l'eau oxigénée contenant, par exemple, huit volumes d'oxigène, et dont on aura fait l'analyse par le procédé décrit (page 570) ; que l'on répète l'expérience analytique sur la même quantité d'eau, et qu'au lieu d'introduire de l'oxide de manganèse dans le tube renversé, plein de l'eau oxigénée et de mercure, l'on y fasse passer un peu de fibrine en longs filamens récemment extraits du sang, l'on remarquera que la fibrine se couvrira de bulles à l'instant ; ces bulles se succéderont rapidement ; le niveau du mercure baissera à vue d'œil, et bientôt l'effervescence cessera. Mesurant alors le gaz, l'on en trouvera autant que dans l'expérience faite avec l'oxide de manganèse, et ce gaz sera de l'oxigène pur. Les tissus des reins, des poumons, de la rate, du foie, etc., pourraient être substitués à la fibrine. Mais puisque la fibrine, les tissus du poumon, de la rate, du rein, etc., ont, comme le platine, l'or, l'argent, etc., la propriété de dégager l'oxigène de l'eau oxigénée, il est très-probable que ces effets sont dus à une même force.

Serait-il déraisonnable de penser, d'après cela, que c'est par une force analogue qu'ont lieu toutes les sécrétions animales et végétales? Je ne l'imagine pas : l'on concevrait ainsi comment un organe, sans rien absorber, sans rien céder, peut constamment agir sur un liquide et le transformer en des produits nouveaux.

Des Substances qui font explosion avec le peroxide d'hydrogène.

Certains corps sont capables de faire explosion avec le peroxide d'hydrogène; ce sont ceux qui en dégagent l'oxigène subitement : l'on en peut citer six au moins ; savoir : l'oxide d'argent, le peroxide de plomb, le peroxide de manganèse, le platine, l'osmium et l'argent. Cependant, pour que l'expérience réussisse, il faut satisfaire à deux conditions : la première est d'employer ces corps en poudre sèche et très-divisée ; et la seconde, de laisser tomber dessus la liqueur goutte à goutte.

L'oxide d'argent extrait du nitrate est le plus divisé possible : on devra le sécher rapidement et le conserver dans un flacon bien bouché, pour qu'il n'attire point l'acide carbonique.

Le tritoxide de plomb obtenu en traitant le minium par l'acide nitrique remplit toutes les conditions.

L'oxide de manganèse naturel ne convient point : on ne peut le réduire en poudre assez fine. Il faut se servir d'oxide artificiel, que l'on prépare en ajoutant à une dissolution de sulfate de manganèse un mélange d'eau oxigénée et d'acide hydro-chlorique ou nitrique, versant ensuite de la potasse caustique dans la liqueur, lavant le précipité à grande eau, le faisant sécher à une douce chaleur et le broyant avec soin.

L'osmium doit être préparé à la manière ordinaire.

L'argent qui provient de la réduction de l'oxide d'argent par l'eau oxigénée est en poudre plus ténue que tout autre, et mérite par conséquent la préférence.

Le platine que l'on obtient en calcinant un mélange d'hydro-chlorate ammoniaco de platine et lavant le résidu, ne réussit bien qu'autant que l'on emploie deux fois autant de sel marin que d'hydro-chlorate ammoniaco, et qu'on a soin de bien mêler les deux sels ensemble. Celui avec lequel j'ai réussi d'abord avait été préparé en calcinant simplement dans un creuset de terre parties égales d'hydro-chlorate ammoniaco de platine et de fleurs de soufre bien broyés : le soufre avait été brûlé tout entier sans doute par l'oxigène de l'air.

Lorsque ces différens oxides et ces différens métaux ont été préparés comme nous venons de dire, et qu'on veut les essayer, on met dans un verre une petite couche de l'un de ces corps, et l'on fait tomber dessus une goutte un peu forte de peroxide très-concentré. A cet effet l'on

prend un tube effilé, l'on y fait monter par aspiration le peroxide jusqu'à une certaine hauteur, puis fermant l'extrémité supérieure avec le doigt, l'on porte le tube au-dessus du verre ; levant alors le doigt, et portant la tête en arrière pour ne courir aucun risque, la goutte tombe, et la petite explosion a lieu. Si la goutte touchait la paroi du verre avant l'oxide, il n'y aurait point d'explosion ; il n'y aurait qu'un fort sifflement accompagné de beaucoup de chaleur ; l'explosion ne se ferait pas non plus, ou du moins se ferait plus difficilement si, au lieu de verser le peroxide d'hydrogène sur le corps qui doit le décomposer, c'était le corps que l'on projetât sur le peroxide d'hydrogène. Enfin, il est de fait qu'en employant les oxides à l'état d'hydrate l'action est moins violente. D'ailleurs, il y a ordinairement dégagement de lumière sensible dans l'obscurité, au moment de l'explosion. Nul doute que celle-ci ne fût très-forte si les quantités de matières étaient de quelques grammes.

De la quantité de peroxide d'hydrogène qui peut être décomposé par les corps capables de mettre l'oxigène de ce peroxide en liberté.

Le platine, l'or, l'argent, le palladium, le rhodium, l'iridium, l'osmium, possèdent la propriété de décomposer une quantité infinie de peroxide d'hydrogène : du moins, ayant pris successivement un décigramme de ces métaux, et les ayant mis en contact plusieurs fois de suite, chacun avec deux décigrammes de peroxide concentré, j'ai vu qu'ils ne perdaient rien de leur force décomposante ; l'épreuve, pour plusieurs, a été répétée jusqu'à vingt-cinq fois, et toujours avec un égal succès.

Les oxides de manganèse, de cobalt, de plomb et le charbon me paraissent doués de la même propriété.

Je n'ai point fait d'expérience semblable, ni sur le plomb, ni sur le bismuth, ni sur aucun autre corps avec le peroxide concentré ; mais j'en ai fait sur tous ceux qui précèdent, et sur un grand nombre d'autres étendus d'eau. Je vais rapporter d'abord, d'une manière générale, tous les résultats que j'ai obtenus ; je citerai ensuite quelques exemples.

Le platine, l'or, l'argent, les oxides de manganèse, de cobalt, de plomb, m'ont paru avoir, sur le peroxide étendu d'eau, lorsqu'il n'était point acide, la même durée d'action que sur le peroxide concentré : en effet, sur quelques décigrammes de ces métaux ou oxides métalliques, j'ai versé plusieurs grammes de peroxide d'hydrogène, j'ai renouvelé la liqueur plus de trente fois ; la décomposition a toujours été complète, et la force décomposante n'était point altérée.

Il n'en a point été de même avec le bismuth, le cuivre, le nickel, le cobalt, les oxides secs de bismuth, de zinc, de nickel, le deutoxide de cuivre desséché, l'hydrate de tritoxide de fer, etc., etc., etc. L'action décom-

posante, quelle qu'en fût la cause, perdait évidemment de sa force peu à peu, si bien qu'au bout de quelques jours il y avait à peine dégagement de quelques bulles de gaz ; et cependant les corps étaient intacts ou tels qu'on les avait employés d'abord.

Les matières animales ont donné lieu à des observations analogues. Plusieurs de ces matières, telles que la fibrine extraite récemment du sang, les tissus du poumon, du foie, des reins, etc., ont dégagé pendant bien long-temps, et presque toujours avec la même force, l'oxigène de l'eau oxigénée ; mais d'autres, telles que les ongles, le fibro-cartilage des côtes, et même les tendons, la peau, ont bientôt cessé d'agir presqu'entièrement, sans qu'il fût possible d'apercevoir d'altération sensible.

L'affaiblissement de l'action n'est point dû à ce que le peroxide devient de plus en plus rare à mesure qu'il se dégage du gaz oxigène ; cette cause n'est tout au plus qu'accessoire ; car lorsqu'une matière n'agit plus, ou agit à peine sur une eau encore oxigénée, l'on n'a qu'à mettre celle-ci en contact avec une nouvelle quantité de cette même matière pour rendre l'effervescence très-sensible. Il faut donc conclure de là, ou que la matière par elle-même perd insensiblement la force d'agir, ou qu'elle ne la perd que parce qu'elle se combine avec certains corps que retient toujours la liqueur, par exemple, avec un peu de silice.

Des nouveaux Oxides que l'on peut obtenir avec le peroxide d'hydrogène.

Ces oxides, outre le deutoxide de barium, que l'on peut aussi se procurer par l'union directe de la baryte avec l'oxigène, sont au nombre de cinq ; savoir : un deutoxide de strontium, un deutoxide de calcium, un deutoxide de zinc, un tritoxide de cuivre, et un oxide de nickel. Ils sont tous caractérisés par la propriété de pouvoir se dissoudre sans effervescence, à la température ordinaire, dans les acides hydro-chlorique, nitrique, etc., et de laisser dégager tout l'oxigène qui les constitue peroxides, lorsqu'on chauffe la dissolution et qu'on la porte à l'ébullition : sans doute qu'alors le peroxide, ramené à un degré d'oxidation inférieur, s'unit à l'acide, que l'oxigène s'unit à l'eau, et que c'est l'eau oxigénée qui se trouve décomposée au moment où l'on élève la température. Ces oxides ne seront examinés que sous les numéros 513 *bis*, 514 *bis*, 525, 549 *bis*, 552 *bis*.

De la Cause à laquelle peut être due la décomposition du peroxide d'hydrogène par les métaux, etc.

Après avoir exposé tous les phénomènes que présente l'eau oxigénée ou le peroxide d'hydrogène dans son contact avec la plupart des corps, il faudrait en rechercher la cause : malheureusement nous ne pouvons former jusqu'à présent que des conjectures à cet égard.

Puisque le platine, l'or, l'argent, l'oxide de manganèse, etc. n'éprouvent aucune altération en décomposant le peroxide d'hydrogène ; qu'ils ne s'approprient aucun de ses élémens ; que le peroxide abandonne tout de suite la moitié de son oxigène et qu'il est ramené à l'état d'eau, l'action est toute différente de ce qu'elle paraît être dans la production des phénomènes chimiques. En effet, lorsqu'un corps en décompose un autre, c'est en se substituant à l'un des principes de celui-ci, c'est en donnant lieu à un nouveau composé ; mais ici rien de semblable. Le corps décomposant ne prend la place d'aucun des corps qu'il rend libres ; il ne s'engage dans aucune combinaison nouvelle ; il agit, en quelque sorte, comme par répulsion. De semblables résultats ne peuvent s'expliquer par l'affinité, du moins telle qu'on la conçoit ordinairement ; ils ne peuvent être produits que par une cause physique. Or, on ne peut les attribuer ni au calorique, ni à la lumière, ni, selon toute apparence, au fluide magnétique : l'on est donc conduit à les attribuer au fluide électrique.

Il était nécessaire, d'après cela, de rechercher si, au moment de la décomposition du peroxide d'hydrogène, il n'y avait pas une certaine quantité de ce fluide, positif ou négatif, qui devenait libre ; c'est ce qui a été fait avec beaucoup de soins en employant l'électromètre à feuilles d'or, surmonté d'un condensateur : une seule fois les feuilles se sont écartées d'une manière sensible ; mais comme, en répétant l'expérience à plusieurs reprises, les mêmes signes ne se sont point manifestés, on les a attribués à une cause étrangère. L'on a cherché aussi à savoir si le peroxide d'hydrogène éprouverait quelque altération en le mettant en communication avec l'un des poles d'une pile composée de trois cents cinquante paires, et l'on a vu qu'il s'y conservait parfaitement intact, ou plutôt que la faible effervescence que l'on observait n'était due qu'à l'action de la plaque sur laquelle il était placé. Enfin on l'a soumis au courant de la pile : il en est résulté des effets analogues à ceux que l'on observe avec l'eau, si ce n'est que le dégagement du gaz oxigène était beaucoup plus considérable.

En reconnaissant l'électricité pour cause primitive, il est possible de concevoir son action de plusieurs manières : l'une d'elles consisterait à supposer que, dans le peroxide d'hydrogène, l'eau ou l'hydrogène serait électrisé positivement, et l'oxigène négativement. La combinaison n'au-

rait lieu que sous cette influence électrique. Lorsqu'on mettrait certains corps en contact avec le peroxide d'hydrogène, ces corps réuniraient les deux fluides, et de là, de l'eau, de l'oxigène et de la chaleur. Celle-ci proviendrait de la combinaison subite du fluide positif avec le fluide négatif, et serait quelquefois assez grande pour réduire quelques oxides, tels que ceux d'argent, de mercure, d'or, etc.

Quelle que soit, au reste, la cause des phénomènes que nous avons rapportés dans ce Mémoire, et sa manière d'agir, n'est-il pas très-probable que c'est la même qui en produit beaucoup d'autres ? Par exemple, ne peut-on pas lui attribuer la détonnation de l'ammoniure d'argent, du chlorure et de l'iodure d'azote ? ne joue-t-elle pas un rôle dans celle de toutes les poudres fulminantes ? ne serait-ce pas elle qui donnerait au gaz ammoniac la propriété d'être décomposé plus ou moins facilement par les métaux ? n'aurait-elle pas une grande influence sur la transformation du sucre en alcool et en acide carbonique par quelques centièmes de ferment dans l'acte de la fermentation ? Ce qu'il y a de certain du moins, c'est qu'elle ouvre aux chimistes une carrière nouvelle, destinée peut-être à s'agrandir considérablement. Il faut faire de nouvelles recherches pour la dévoiler plus qu'elle ne l'est encore, et en même temps pour trouver un procédé à l'aide duquel on puisse se procurer plus commodément le peroxide d'hydrogène (*a*).

De l'Oxide de Carbone.

290. *Propriétés.* — L'oxide de carbone est un gaz invisible et insipide, dont la pesanteur spécifique est de 0,96783 ; il ne rougit point la teinture de tournesol ; il éteint les corps en combustion, et fait périr promptement les animaux qui le respirent.

291. Le gaz oxide de carbone n'éprouve aucune altération au plus haut degré de chaleur. Il n'est point altéré non plus par l'électricité. Il est également sans action sur le gaz oxigène sec ou humide, à la température ordinaire ; mais, à la température rouge, il se combine avec la moitié de son volume de ce gaz, donne lieu à un volume

---

(*a*) Je n'ai point essayé la rosée ou l'eau précipitée des gaz par le froid. Cet essai mérite d'être fait surtout en plaçant autant que possible les matières sous l'influence électrique.

égal au sien de gaz acide carbonique, et à un dégagement de calorique et de lumière. Faites passer 100 parties de gaz oxide de carbone et 100 parties de gaz oxigène dans l'eudiomètre à mercure; enflammez le mélange par l'étincelle électrique, mesurez le gaz, et vous verrez qu'il sera réduit à 150 parties. Mettez ensuite en contact dans le tube gradué même ces 150 parties avec un peu d'hydrate de potasse et un peu d'eau (596), et agitez le tout, vous absorberez le gaz acide carbonique formé, et vous obtiendrez pour résidu l'excès d'oxigène : celui-ci sera de 50 : donc l'acide carbonique sera de 100, ce qui est conforme à ce que nous venons de dire.

L'inflammation dans l'eudiomètre ne se fait pas sans secousse : aussi lorsqu'on approche d'une bougie allumée le goulot d'un flacon plein d'un mélange à parties égales d'oxigène et d'oxide de carbone, en résulte-t-il tout-à-coup une détonnation si forte qu'il y aurait du danger à ne pas entourer le vase d'un linge, surtout quand il a plus d'un demi-litre de capacité.

L'action du gaz oxide de carbone sur l'air est la même que sur le gaz oxigène, si ce n'est qu'elle est moins vive; il suit de là qu'en plongeant une bougie allumée dans une éprouvette pleine de gaz oxide de carbone, ce gaz doit s'enflammer et produire du gaz acide carbonique, ce qui arrive en effet.

292. *Oxide de Carbone et Corps combustibles.* — Aucun corps combustible ne décompose à froid le gaz oxide de carbone : un très-petit nombre seulement le décompose à l'aide de la chaleur.

293. *Oxide de Carbone et Combustibles simples non métalliques.* — Comme le gaz oxide de carbone est le seul oxide que le charbon puisse former, on est certain que ce gaz ne peut être décomposé par ce corps combustible. Le phosphore et le soufre ne peuvent non plus dé-

composer le gaz oxide de carbone ; car les oxides et les acides de phosphore et de soufre peuvent être décomposés par le charbon. L'hydrogène lui-même est sans action sur le gaz oxide de carbone, ainsi que l'a démontré Théod. de Saussure. (*Journal de Physique*, 1802, tom. LV.) Il en est de même de l'azote, et probablement de l'iode. Le bore pourrait peut-être en opérer la décomposition; mais cette décomposition n'a point été confirmée par l'expérience : en supposant qu'elle eût lieu, il en résulterait du charbon et de l'acide borique. Il n'y a que le chlore qui jusqu'ici agisse évidemment sur l'oxide de carbone.

Lorsqu'on fait un mélange de parties égales de chlore et de gaz oxide de carbone secs, et qu'on l'expose au soleil, bientôt il se contracte, se réduit à la moitié de son volume, et se transforme en un nouveau gaz acide que nous appellerons *gaz acide chloroxi-carbonique.* L'expérience peut être faite dans un tube gradué sur le mercure : cependant, comme le chlore attaque ce métal, il vaut mieux, pour plus de précision, la faire dans un matras dont on connaît la capacité, et dans lequel on fait le vide : on y introduit successivement les deux gaz, et, après la réaction, qui a lieu ordinairement en moins d'un quart d'heure, on ouvre le ballon dans le mercure pour apprécier la diminution de volume, etc. La réaction serait très-lente si les gaz n'étaient exposés qu'à la lumière diffuse; elle n'aurait pas lieu dans l'obscurité; l'électricité, ainsi que la chaleur rouge, sont incapables de la produire.

Le gaz acide chloroxi-carbonique est sans couleur; son odeur est suffocante, et analogue à celle du chlorure d'azote; il affecte sensiblement les yeux, provoque les larmes, rougit fortement le papier de tournesol, et éteint subitement les corps en combustion; sa pesanteur spécifique est de 3,399.

Ce gaz n'a aucune action sur l'oxigène, du moins par

l'étincelle électrique. Mis en contact avec l'air, il n'y répand point de vapeurs. Aucun corps combustible non métallique ne le décompose. L'étain, le zinc, l'antimoine, l'arsenic et plusieurs autres métaux en opèrent, au contraire, la décomposition ; ils en absorbent le chlore et en rendent libre le gaz oxide de carbone. L'eau, l'oxide de zinc, l'oxide d'antimoine et la plupart des autres oxides métalliques, le décomposent aussi, mais en se décomposant eux-mêmes : l'eau donne lieu à de l'acide carbonique et à de l'acide hydro-chlorique ; et les oxides métalliques, à de l'acide carbonique et à des chlorures.

Tous ces résultats se constatent dans une petite cloche courbe de verre : on remplit cette cloche de mercure, on y introduit le gaz et le corps combustible ou le corps brûlé, et on la chauffe avec la lampe à esprit-de-vin : l'eau est le seul de ces corps qui agisse à froid. Dans tous les cas, par l'effet de la réaction, on obtient autant de gaz oxide de carbone ou de gaz acide carbonique que l'on a employé de gaz chloroxi-carbonique.

L'eau étant capable de décomposer, même à la température ordinaire, le gaz chloroxi-carbonique, on peut en conclure qu'en faisant passer une étincelle électrique à travers un mélange de ce gaz et d'une certaine quantité d'hydrogène et d'oxigène, il doit se produire, outre une sorte de détonnation, de l'acide hydro-chlorique et de l'acide carbonique : c'est ce qui arrive en effet.

L'alcool très-concentré en dissout douze fois son volume, à la température et à la pression ordinaires.

Enfin, l'acide chloroxi-carbonique s'unit tout entier au gaz ammoniac ; il en absorbe quatre fois son volume, et forme un sel doué de propriétés particulières. Ce sel est solide, blanc, volatil, neutre, piquant, déliquescent, et par conséquent très-soluble dans l'eau. Soumis à l'action du feu, dans une petite cloche courbe remplie de gaz

hydro-chlorique ou sulfureux, il se sublime sans éprouver de changement. Traité par l'acide sulfurique, il se décompose; il en résulte du sulfate d'ammoniaque, et il se dégage du gaz acide carbonique et du gaz hydro-chlorique dans le rapport de 1 à 2. La production de ceux-ci est due, sans doute, à ce que l'eau de l'acide sulfurique est elle-même décomposée. Les acides nitrique, phosphorique et l'acide hydro-chlorique liquide, en opèrent aussi la décomposition en raison de l'eau qu'ils contiennent. Il en est de même, probablement, de toutes les dissolutions acides et alcalines.

C'est à M. John Davy qu'on doit la découverte et l'étude des propriétés du gaz acide chloroxi-carbonique. Il en a décrit les propriétés sous le nom de *phosgène*, qui veut dire *produit par la lumière*, dans la *Bibliothèque britannique, Sciences et Arts*, tom. LI.

294. *Oxide de Carbone et Métaux.* — Le potassium et le sodium sont les seuls métaux dont l'action sur le gaz oxide de carbone ait été éprouvée : il en résulte un oxide de potassium ou de sodium, un dégagement de chaleur et de lumière; tout le gaz oxide disparaît s'il est pur, et tout le charbon qu'il contient est mis à nu. Que l'on remplisse de mercure une petite cloche de verre légèrement courbe; que l'on y fasse passer ensuite une certaine quantité de gaz oxide de carbone, et que l'on porte un excès de potassium à l'extrémité d'une tige jusque dans la partie courbe de la cloche; que l'on chauffe alors peu à peu ce métal avec une lampe à esprit-de-vin, et qu'on l'agite avec la tige lorsque la température sera voisine du rouge-cerise; bientôt le gaz sera absorbé et décomposé rapidement. Il est probable que tous les autres métaux de la première et de la seconde section pourraient également décomposer le gaz oxide de carbone.

Parmi les métaux des autres sections, il ne doit y en

avoir aucun qui soit dans le cas de décomposer le gaz oxide de carbone, car tous les oxides de ces métaux sont décomposés par le charbon : il n'y aurait tout au plus que le fer qui ferait exception, parce qu'il tend à se combiner avec les deux élémens de l'oxide.

295. *Oxide de Carbone et Combustibles composés.* — L'action du gaz oxide de carbone sur les combustibles composés non métalliques n'a point encore été constatée par expérience; il est permis de présumer que comme aucun de leurs élémens ne le décompose, ils ne pourraient eux-mêmes en produire la décomposition.

296. Parmi les deux autres classes de corps combustibles composés, ceux qui contiennent du potassium ou du sodium seront évidemment les seuls qui décomposeront le gaz oxide de carbone : nous n'entrerons dans aucun détail à cet égard; ce que nous venons de dire doit suffire pour faire comprendre les phénomènes qui pourront être produits.

L'eau ne dissout pas une quantité sensible de cet oxide.

297. *État naturel et Préparation.* — Jusqu'à présent le gaz oxide de carbone n'a point été trouvé dans la nature.

Ce gaz se produit toutes les fois qu'on met en contact, à une haute température, un excès de carbone avec l'oxigène ou l'acide carbonique, ou bien encore avec des corps qui cèdent difficilement l'oxigène ou l'acide carbonique qu'ils contiennent. C'est par l'un des trois procédés qui suivent qu'on le prépare ordinairement.

Premier procédé. Que l'on mette de l'oxalate de plomb bien sec dans une petite cornue de verre, qu'on la chauffe peu à peu de manière à la porter presque jusqu'au rouge, l'oxalate se transformera en gaz oxide de carbone, en gaz carbonique et en protoxide de plomb (1361 *bis*). Si donc, lorsque l'air sera dégagé, l'on recueille les gaz sur le mer-

cure au moyen d'un tube, il ne s'agira plus que d'en séparer l'acide carbonique en les agitant un instant avec une dissolution de potasse ou de protoxide de potassium pour avoir l'oxide de carbone pur.

Deuxième procédé. Un mélange de fer en limaille et de carbonate de baryte ou de protoxide de barium, naturel ou artificiel, bien sec, donne également du gaz oxide de carbone pur, à une température élevée; le fer s'empare d'une portion de l'oxigène de l'acide carbonique, se combine avec l'oxide de barium, tandis que le gaz oxide de carbone qui provient de l'acide carbonique désoxigéné, n'ayant point d'affinité pour ces oxides, se dégage. Cette opération s'exécute de la manière suivante : on pulvérise le carbonate; on le calcine pour chasser l'eau qu'il pourrait contenir; on le mêle avec son poids de limaille de fer; on introduit le mélange dans une cornue de grès assez petite pour en être presque entièrement remplie; on y adapte un tube recourbé, propre à recueillir les gaz sous l'eau; on la dispose comme on le voit (pl. III, fig. 1), et on la porte peu à peu au rouge-cerise : alors le gaz oxide de carbone commence à se dégager; mais on ne doit le recueillir qu'après en avoir perdu une certaine quantité, pour l'avoir sans aucun mélange d'air : on continue l'expérience en élevant de plus en plus la température, jusqu'à ce que le dégagement des gaz se ralentisse ou s'arrête. La combinaison de l'oxide de fer avec le protoxide de barium reste dans la cornue : tout le carbonate disparaît, si le mélange a été bien fait, et si la température a été assez élevée.

Troisième procédé. Ce procédé consiste à chauffer ensemble un mélange de parties égales d'oxide de zinc et de charbon fortement calciné : l'oxide se réduit, et de là résultent du zinc qui se sublime et s'attache aux parois du col de la cornue, et beaucoup de gaz oxide de carbone, quel-

quefois même un peu de gaz acide carbonique (*a*). Cette expérience doit être faite comme la précédente, excepté qu'avant de recueillir les gaz sous l'eau, il faut les faire passer à travers une solution aqueuse de protoxide de potassium, pour absorber la petite quantité de gaz acide carbonique qui peut se former.

De ces trois procédés, le premier est celui qui doit être préféré. Le troisième est le moins bon, parce que le charbon le plus fortement calciné, contenant encore de l'hydrogène (95), produit, dans sa calcination avec l'oxide de zinc, quelques traces d'hydrogène carboné.

298. *Composition.* — L'on a vu précédemment (291) qu'un volume d'oxide de carbone en se combinant avec $\frac{1}{2}$ volume d'oxigène formait 1 volume de gaz carbonique : or, 1 volume de gaz carbonique est formé de 1 volume de vapeur de carbone et de 1 volume d'oxigène; par conséquent 1 volume de gaz oxide de carbone doit l'être de 1 volume de vapeur de carbone et de $\frac{1}{2}$ volume d'oxigène; ou en poids, de 100 d'oxigène et de 76,56 de carbone.

Historique. — Il n'y a que dix-huit à dix-neuf ans que le gaz oxide de carbone est connu : avant cette époque, on croyait que, dans la réduction des oxides métalliques par le charbon, il ne se formait que du gaz acide carbonique; mais Priestley ayant reconnu que, dans celle de l'oxide de zinc, il ne se formait, au contraire, que du gaz inflammable, et ayant annoncé que ce gaz était de l'hydrogène carboné, les chimistes s'empressèrent de répéter l'expérience, d'autant plus que Priestley la regardait comme inexpliquable par la nouvelle théorie. On vit, en effet, que le gaz qui provenait de l'action de l'oxide de zinc sur

(*a*) Il ne se forme probablement de gaz acide carbonique que parce que le mélange de l'oxide et du carbone est mal fait, et que l'oxide est en excès dans quelques points.

le charbon était susceptible d'inflammation; mais on reconnut en même temps que c'était un nouveau composé de carbone et d'oxigène, auquel il ne manquait que de l'oxigène pour devenir acide carbonique. La nature de ce gaz fut reconnue tout à la fois par Cruickshank en Angleterre (*Biblioth. britann.*, tom. XVII et XVIII), et par MM. Clément et Désormes en France. (*Ann. de Chim.*, t. XXXIX, p. 26.)

De l'Oxide de Phosphore.

299. *Oxide blanc.* — Cet oxide est solide, blanc, insipide; son odeur ressemble à celle du phosphore; sa pesanteur spécifique n'a point été déterminée.

Il entre moins facilement en fusion que le phosphore, brûle rapidement dans le gaz oxigène et dans l'air pour peu qu'on le chauffe, ne se dissout point dans l'eau, et forme, avec le potassium et le sodium, des oxides métalliques phosphorés, au degré de la température de l'eau bouillante.

Cet oxide n'existe point dans la nature : on le prépare en mettant le phosphore, à la température ordinaire, sous forme de cylindres d'un petit diamètre, dans un flacon presque plein d'eau, et renouvelant l'air de temps en temps; le phosphore perd peu à peu sa transparence et se couvre d'une croûte blanche, qui n'est autre chose que l'oxide que l'on cherche à obtenir; il se produit en même temps une certaine quantité d'acide phosphatique qui reste en dissolution dans l'eau.

Oxide rouge. — Lorsqu'on s'est servi de phosphore à plusieurs reprises pour faire des analyses d'air, que ce corps paraît impur, et qu'on le distille dans une petite cornue de verre, l'on obtient pour résidu une matière rouge qui ne paraît être que de l'oxide de phosphore. En brûlant rapidement dans l'air, le phosphore donne également lieu à un semblable résidu; celui-ci, à la vérité, est mêlé à de

l'acide phosphorique, mais que l'on sépare aisément par l'eau.

Les propriétés de cet oxide sont sensiblement les mêmes, à la couleur près, que celles de l'oxide blanc.

Ces deux oxides ne différeraient-ils l'un de l'autre qu'en ce que le blanc contiendrait de l'eau et serait un hydrate, tandis que l'autre n'en contiendrait pas? Je serais assez disposé à le croire.

De l'Oxide de Sélénium.

299 *bis.* Il paraît que l'oxide de sélénium est gazeux, sans couleur, sans action sur la teinture du tournesol; qu'il a une odeur analogue à celle des choux pourris; qu'il est très-peu soluble dans l'eau; que néanmoins il communique son odeur à ce liquide sans lui donner la propriété d'être troublé par l'hydrogène sulfuré; qu'il ne s'unit point aux alcalis; qu'il n'existe point dans la nature; qu'on le produit en même temps qu'un peu d'acide sélénique, en chauffant le sélénium dans un vase plein d'air ou de gaz oxigène, mais qu'on ne peut l'isoler de l'oxigène ou de l'azote avec lequel il se trouve mêlé. Remplissez de mercure une cloche courbe; faites-y passer du gaz oxigène et portez ensuite dans la partie courbe de la cloche un petit morceau de sélénium avec une tige de fer; alors chauffez le sélénium à la flamme de la lampe, il brûlera pendant quelque temps avec une faible lumière; soutenez la chaleur jusqu'à ce qu'il soit entièrement vaporisé et examinez les produits : vous apercevrez des cristaux blancs d'acide sélénique colorés un peu en jaune rouge par du sélénium; le gaz résidu ne sera point acide; il aura une forte odeur de choux pourris; ce sera un mélange d'oxide de sélénium et d'oxigène. M. Berzelius, à qui toutes ces observations sont dues, n'a pu parvenir à se procurer cet oxide parfaitement pur. (*Ann. de Chim. et de Phys.* tom. IX, pag. 176.)

De l'Oxide de Chlore extrait du chlorate de potasse par l'acide hydro-chlorique.

300. C'est à M. Davy que nous devons la découverte et la connaissance de la plupart des propriétés de l'oxide de chlore ; et c'est de son Mémoire, publié dans les *Annales de Chimie*, tom. LXXIX, p. 316, que nous allons extraire tout ce que nous allons dire.

Propriétés.—L'oxide de chlore est toujours à l'état de gaz ; sa couleur est le vert-jaune très-foncé ; son odeur participe de celle du sucre brûlé et de celle du chlore ; sa pesanteur spécifique, calculée d'après sa composition, est de 2,3818 ; il rougit d'abord les couleurs bleues et les détruit ensuite.

Exposé à une douce chaleur, l'oxide de chlore se décompose tout-à-coup en produisant une forte secousse et un dégagement de calorique et de lumière ; celle de la main est souvent suffisante : aussi, quand on transvase ce gaz d'une cloche dans une autre, en opère-t-on quelquefois la décomposition. Dans tous les cas, l'oxide de chlore se transforme en chlore et en oxigène, dont le volume est, à celui qu'il occupait, comme 6 à 5. De 50 parties de gaz ainsi décomposé, l'on retire 40 parties de chlore et 20 parties de gaz oxigène. L'expérience doit être faite sur le mercure pour pouvoir en recueillir les produits : on remplit un tube gradué de mercure ; on y fait passer 50 parties d'oxide de chlore ; on le chauffe avec la lampe à esprit-de-vin, jusqu'à ce qu'il y ait inflammation ; alors on note le volume du gaz, et on agite ce gaz avec de l'eau chargée d'un peu de potasse ou protoxide de potassium, qui dissout tout le chlore et ne dissout pas sensiblement l'oxigène.

Oxide de chlore et corps combustibles. — Lorsqu'on fait détonner 50 parties d'oxide de chlore avec 80 de gaz hydrogène, les deux gaz s'unissent et se convertissent en

un liquide qui n'est qu'une combinaison d'eau et d'acide hydro-chlorique.

Des charbons incandescens plongés dans l'oxide de chlore brûlent vivement d'abord, s'éteignent ensuite peu à peu, et donnent lieu à du gaz acide carbonique et à du chlore.

A peine le phosphore est-il en contact avec l'oxide de chlore, qu'il le décompose ; il se forme une véritable explosion, de l'acide phosphorique, du chlorure de phosphore, et un grand dégagement de lumière.

L'action du soufre sur l'oxide de chlore est d'abord nulle à froid ; mais, au bout de quelque temps, elle est instantanée et a lieu avec violence : du gaz acide sulfureux, du chlorure de soufre en sont les produits.

Tous les métaux, excepté peut-être ceux des deux premières sections, sont sans action sur l'oxide de chlore à la température ordinaire ; ils doivent être presque tous attaqués, au contraire, par cet oxide, à une température élevée, puisqu'alors celui-ci se trouve décomposé, et que les produits de cette décomposition sont du chlore et de l'oxigène ; plusieurs même s'enflamment : tels sont l'antimoine, le cuivre, l'arsenic, le fer, le potassium, le sodium. Pour enflammer l'antimoine et le cuivre, on les fait rougir en les exposant au feu et on les projette dans l'oxide de chlore ; pour enflammer l'arsenic, le potassium et le sodium, on les met en contact, à la température ordinaire, avec cet oxide, qu'on chauffe ensuite assez pour en opérer la décomposition. On s'y prend de la même manière pour enflammer le fer, si ce n'est qu'il doit être sous forme de fil très-fin.

On ne connaît point encore l'action que peuvent exercer, à la température ordinaire, les corps combustibles composés sur l'oxide de chlore ; mais il est évident que tous ceux qui sont capables d'être attaqués par le gaz oxigène ou par le chlore le seront, à une température

élevée, par cet oxide, en raison de la décomposition qu'il éprouve.

L'eau en dissout huit à dix fois son volume à la température et à la pression ordinaires.

Etat, *Préparation*, *etc.* — L'oxide de chlore n'existe dans la nature ni libre ni combiné. C'est en traitant le chlorate de potasse par l'acide hydro-chlorique liquide qu'on se le procure. A cet effet, on prend un tube de verre un peu large et fermé par un bout; on y met 20 à 25 grammes de chlorate avec 60 grammes d'acide hydro-chlorique d'une densité d'environ 1,105 (*a*); on adapte à l'ouverture de ce tube un tube ordinaire et recourbé; ensuite on assujettit l'appareil et l'on chauffe légèrement le mélange. Par ce moyen, le chlorate se décompose peu à peu, et l'on obtient, d'une part, de l'eau, et de l'hydro-chlorate de potasse qui reste en dissolution dans la liqueur; et, d'autre part, du gaz oxide de chlore mêlé d'un peu de chlore. On recueille ces gaz sur le mercure, et on les laisse en contact avec ce métal pendant plusieurs heures, ou plutôt jusqu'à ce qu'on juge que le chlore soit absorbé. Ce qui se passe dans cette opération est facile à entendre. L'acide hydro-chlorique se partage en deux parties : la première s'empare de la potasse du chlorate, et la seconde, par son hydrogène, enlève une certaine quantité d'oxigène à l'acide chlorique : le chlore provient donc de l'acide hydro-chlorique, et l'oxide de chlore de l'acide chlorique.

Composition. — Puisque 50 parties d'oxide de chlore, en se décomposant spontanément, se convertissent en 40 parties de chlore et 20 parties d'oxigène, il s'ensuit que cet oxide est formé de 2 volumes de chlore et de 1 vo-

---

(*a*) Il ne faut pas employer une trop grande quantité d'acide hydro-chlorique, car si l'acide hydro-chlorique était en excès, il décomposerait l'oxide de chlore, le ramènerait à l'état de chlore et y passerait lui-même.

lume d'oxigène ; et que ses principes constituans, au moment de leur union, n'éprouvent qu'une contraction du sixième de leur volume.

De l'Oxide de Chlore extrait du chlorate de potasse par l'acide sulfurique.

300 *bis*. Cet oxide, observé pour la première fois en 1815 par M. Davy, fut examiné, quelque temps après, par le comte Frédéric Stadion. (*Ann. de Chim. et de Phys.* t. I, pag. 76; et t. VIII, p. 406). Sa préparation n'est pas sans danger, parce que la décomposition du chlorate de potasse par l'acide sulfurique concentré a presque toujours lieu avec explosion, dans des vases ordinaires, lorsque la température est trop élevée, ou même que l'on opère sur trop de matière à la fois. Pour prévenir tout accident, il faut faire une pâte avec du chlorate bien pulvérisé et de l'acide sulfurique étendu de la moitié de son poids d'eau, remplir presqu'entièrement de cette pâte, sans la tasser, un tube de verre scellé hermétiquement par un bout, d'environ 2 centimètres de diamètre et 10 de hauteur, le placer verticalement, y adapter, par le moyen d'un bouchon, un petit tube recourbé de 1 à 2 millimètres au plus de diamètre intérieur, et enfoncer le bouchon jusqu'auprès de la pâte. Alors on chauffe graduellement celle-ci au bain-marie, et bientôt il s'en dégage un gaz d'un vert jaunâtre, qui peut être recueilli sur le mercure, et qui est un véritable oxide de chlore, mêlé seulement de $\frac{1}{20}$ d'oxigène et de $\frac{1}{40}$ de chlore : ce qui reste dans la cornue est un mélange de sulfate de potasse, de chlorate de potasse non décomposé, et de chlorate oxigéné de potasse, que l'on peut séparer des deux autres sels par des cristallisations répétées. Il est donc évident que, dans cette opération, l'acide sulfurique s'empare de la potasse d'une partie du chlorate,

qu'il met en liberté l'acide chlorique uni à cette base, et que c'est cet acide qui passe à l'état de gaz oxide, en cédant une certaine quantité de son oxigène à la portion de chlorate non décomposée.

Ce gaz est plus foncé en couleur que celui que l'on se procure par l'acide hydro-chlorique. Son odeur a quelque chose d'aromatique et n'a rien de celle du chlore. Sa densité est de 2,3155. Il détruit la teinture de tournesol sans la rougir préalablement. Exposé à la chaleur de l'eau bouillante, il détonne tout-à-coup, devient lumineux et se transforme en chlore et en gaz oxigène; il détonne également dans son contact avec le phosphore, même à la température ordinaire. La plupart des autres combustibles ne le décomposent qu'à l'aide de la chaleur. L'eau l'absorbe rapidement, devient d'un jaune foncé à mesure qu'elle s'en sature, prend une saveur extrêmement astringente et corrosive, et produit sur la langue une sensation prolongée et désagréable.

Dix mesures de cet oxide donnent, par leur détonnation spontanée sur le mercure, 10 mesures d'oxigène et $4\frac{1}{2}$ mesures de chlore, dont la séparation se fait aisément par une dissolution de potasse (300): or, comme il y a toujours une petite quantité de celui-ci absorbée par le métal, l'on peut conclure que 1 volume de l'oxide que nous examinons maintenant doit être formé de 1 volume d'oxigène et de $\frac{1}{2}$ volume de chlore condensés en un seul. (M. Davy, *Annales de Chimie et de Physique*, tom. 1, p. 76.)

Au lieu de faire détonner le gaz, comme nous venons de dire, ce qui n'est pas toujours sans quelque danger, il vaut mieux le décomposer, en le chauffant de telle manière qu'il n'en résulte aucune détonnation. On y parvient en préparant le gaz dans un appareil à-peu-près semblable à celui dont nous nous sommes servis précédemment : il n'en diffère que par la forme du tube le plus étroit. Ce tube, à

part la courbure nécessaire pour le joindre au grand tube qui contient le mélange, est entièrement horizontal, très-long, et présente, de distance en distance, à 5 décimètres de son point de jonction, des renflemens imitant une série de boules. L'on commence par exposer à la flamme de la lampe le milieu du petit tube situé entre la première boule et le point de jonction, et lorsqu'il est incandescent, l'on fait dégager le gaz oxide au bain-marie. A peine l'oxide est-il élevé à la température de 100°, qu'il se décompose en produisant des secousses qui se succèdent rapidement; l'oxigène et le chlore qui en proviennent se rendent dans les boules, en chassent l'air et les remplissent. Quand on juge qu'elles en sont pleines, on les détache en coupant le tube capillaire avec une lime; on les vide dans un tube gradué contenant une dissolution de potasse, et l'on obtient, pour résidu, le gaz oxigène.

La détermination du chlore est tout aussi simple; il suffit pour cela de connaître la capacité de la boule en parties du tube, opération qui n'offre aucune difficulté, puisqu'elle consiste à verser dans le tube même toute l'eau qu'est capable de contenir la boule. (Gay-Lussac, *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. VIII, p. 406.) Rien ne s'opposerait à ce qu'on décomposât, par le même procédé, le gaz oxide qui résulte de l'action de l'acide hydro-chlorique sur le chlorate de potasse.

Ce dernier oxide ne serait-il qu'un mélange de chlore et de l'oxide préparé par l'acide sulfurique? C'est ce que présume M. Davy, d'après l'ensemble des propriétés de ces deux oxides. Ce qu'il y a de certain, c'est qu'en mettant en contact, avec une certaine quantité d'eau, l'oxide de chlore préparé par l'acide hydro-chlorique, il en résulte un résidu de chlore, et une dissolution qui présente les mêmes propriétés que celle qui serait faite avec l'oxide préparé par l'acide sulfurique. Ce qu'il y a de certain aussi, c'est que

la contraction qu'éprouvent les élémens de l'oxide préparé par l'acide hydro-chlorique semble annoncer qu'il n'est pas pur, car cette contraction, n'étant que de $\frac{1}{6}$ du volume total, est bien différente de celle qu'on observe dans les autres combinaisons gazeuses.

Ce sujet mérite donc, comme l'on voit, d'être examiné de nouveau.

Du Protoxide d'Azote.

301. *Historique, Propriétés.* — Le protoxide d'azote, découvert par Priestley en 1772, et examiné successivement par différens chimistes, surtout par M. Berthollet en 1785, par M. Davy (*Ann. de Chimie*, t. XLII et suivans; *Elém. de Chimie philos.*, tom. I), par MM. Gay-Lussac et Thenard (*Recherches physico-chimiques*), est un gaz sans couleur, sans odeur, dont la saveur est légèrement sucrée, et dont la pesanteur spécifique est de 1,5269.

Désigné d'abord par le nom de *gaz nitreux déphlogistiqué*, et quelque temps après par ceux d'*oxide nitreux*, d'*oxide d'azote*, d'*oxidule d'azote*, il ne doit plus l'être, pour éviter toute espèce de confusion, que par un seul.

Ce gaz entretient la combustion mieux que l'air; il rallume même les bougies ou les allumettes qu'on y plonge, pourvu qu'elles présentent quelques points en ignition, propriété qu'il doit à ce qu'il contient beaucoup plus d'oxigène que l'air sous le même volume, et à ce qu'il est facilement décomposé par les corps combustibles : cependant il est impropre à la respiration. (*Voyez* son effet sur l'économie animale, tom. III.)

302. Exposé à l'action d'une très-haute température, il se transforme en acide nitreux et en azote.

Puisqu'il peut être décomposé par la chaleur, il le serait sans doute aussi en le faisant traverser par une série d'étincelles électriques.

L'oxigène et l'air sont sans action sur lui à la température ordinaire. Nous verrons bientôt qu'ils font passer au contraire le deutoxide d'azote à l'état de *vapeur nitreuse.*

303. *Protoxide d'Azote et Combustibles simples et composés.* — Il est peu de corps combustibles qui ne décomposent le protoxide d'azote : cependant ces décompositions n'ont lieu qu'à l'aide de la chaleur. Dans tous les cas, le gaz oxigène se combine avec le corps combustible, et l'azote est mis en liberté.

304. *Protoxide d'Azote et Combustibles simples non métalliques.* — Parmi les corps combustibles simples non métalliques, il n'y a que le chlore, l'iode et l'azote qui ne décomposent point le protoxide d'azote.

Le gaz hydrogène en opère la décomposition à une chaleur rouge; cette décomposition donne lieu à de l'eau, à un dégagement de gaz azote, et à un dégagement de calorique et de lumière. En effet, que l'on remplisse une éprouvette de parties égales de protoxide d'azote et d'hydrogène, et que l'on y plonge une bougie allumée, le mélange s'enflammera et détonnera à l'instant même. Que l'on fasse passer dans l'eudiomètre à mercure 1 volume de protoxide d'azote et 2 volumes d'hydrogène, et que l'on excite une étincelle à travers ces gaz, il en résultera une subite inflammation, et un résidu gazeux de 1 volume d'hydrogène et de 1 volume d'azote : il disparaît donc 1 volume d'hydrogène; mais 1 volume d'hydrogène représente $\frac{1}{2}$ volume d'oxigène; par conséquent le protoxide d'azote doit être formé de $\frac{1}{2}$ volume d'oxigène et de 1 volume d'azote, condensés en un seul.

305. Le bore, le carbone, le phosphore et le soufre décomposent aussi le protoxide d'azote à une chaleur rouge : le premier donne lieu à de l'acide borique fixe et à du gaz azote ; le deuxième, à du gaz azote et à du gaz acide carbonique ; le troisième, à de l'acide phosphorique et à du gaz

azote chargé de vapeur de phosphore ; le quatrième, à du gaz azote et à du gaz acide sulfureux. Toutes ces décompositions se font avec chaleur et lumière. Les deux premières s'opèrent au moyen de l'appareil (pl. XXIII, fig. 4) : vous introduirez le gaz dans la vessie ; vous placerez le bore ou le charbon dans le tube, et lorsque celui-ci sera chauffé jusqu'au rouge vous tournerez le robinet de la vessie et vous ferez passer le gaz peu à peu ; vous recevrez d'ailleurs les produits gazeux avec le tube de verre, soit dans l'eau, soit dans le mercure.

Il est encore possible de s'assurer que le charbon est capable de décomposer le protoxide d'azote en plongeant un fragment de ce corps incandescent dans un flacon rempli de protoxide : à l'instant même sa combustion devient plus vive, ce qu'on ne peut attribuer qu'à ce qu'il s'empare de l'oxigène de celui-ci. Cette manière d'opérer doit être même préférée à l'autre toutes les fois qu'on ne veut point recueillir les gaz qui se dégagent.

C'est également ainsi qu'il faut s'y prendre pour s'assurer que le phosphore et le soufre peuvent brûler dans le protoxide d'azote : on placera donc du phosphore ou du soufre dans une petite capsule ou coupelle suspendue à un bouchon par le moyen d'un fil de fer ; on allumera le phosphore ou le soufre, et on les plongera dans un bocal rempli de protoxide d'azote : la combustion du phosphore sera extrêmement vive ; celle du soufre ne le sera pas beaucoup plus que dans l'air ; elle n'aura même lieu qu'autant que la température du soufre sera très-élevée. On réussira constamment à la produire si l'on chauffe la petite capsule contenant le soufre, et si, après avoir plongé cette capsule un instant dans le gaz oxigène, on la plonge tout-à-coup dans le protoxide.

Probablement qu'à une température élevée le sélénium s'emparerait aussi de l'oxigène du protoxide d'azote.

306. *Protoxide d'Azote et Métaux.* — La décomposition du protoxide d'azote par le potassium et le sodium s'opère bien au-dessous de la chaleur rouge; il en résulte un protoxide, ou un peroxide métallique, selon qu'il y a plus ou moins de métal; l'azote est mis en liberté et passe à l'état de gaz; un grand dégagement de calorique et de lumière a lieu; souvent la réaction est si rapide qu'elle se produit avec une sorte d'explosion. Pour faire l'expérience, il suffit de remplir de mercure une petite cloche courbe; d'y introduire un peu plus de $\frac{1}{2}$ centilitre de protoxide d'azote; de porter ensuite, dans la partie courbe de la cloche, environ 2 centigrammes de potassium à l'aide d'une tige de fer, et de chauffer peu à peu le métal avec la lampe à esprit-de-vin : la combustion étant faite, si l'on mesure le résidu gazeux, l'on peut en conclure la composition du protoxide.

307. Ce n'est, comme le carbone, qu'au degré de la chaleur rouge que le fer, le manganèse, le zinc, l'étain, sont capables de décomposer le protoxide d'azote : il est probable que la plupart des métaux de la quatrième section, surtout l'antimoine, l'urane, le cobalt, le décomposeraient aussi.

On ne sait point si les métaux de la cinquième section sont doués de cette propriété; il est certain que ceux de la sixième ne la possèdent pas, car leurs oxides se réduisent avec une facilité extrême et bien au-dessous du rouge naissant.

Dans tous les cas, l'expérience peut être faite comme celle qui est relative à l'action du carbone et du bore sur le protoxide d'azote même (305).

309. *Protoxide d'Azote et Combustibles composés.* — L'hydrogène phosphoré est le seul composé combustible non métallique qui ait été mis en contact avec le protoxide d'azote. Son action a lieu à froid et avec une sorte d'explo-

sion ; il en résulte de l'eau, de l'acide phosphorique, et du gaz azote chargé de vapeur de phosphore.

Beaucoup d'autres combustibles composés produiraient sans doute des phénomènes analogues, en facilitant la réaction par la chaleur.

310. *Protoxide et Eau.* — L'eau a la propriété de dissoudre un peu plus de la moitié de son volume de protoxide, à la température de 15° et sous la pression de 76 centimètres; mais, au degré de la chaleur de l'eau bouillante, sous la pression ordinaire, ou dans le vide même à la température de zéro, elle n'en dissout pas une quantité sensible. Si donc, après avoir saturé l'eau de protoxide d'azote, on la fait bouillir, elle laissera dégager, sous forme de bulles, tout le protoxide qu'elle contiendra.

311. *Etat, Préparation, etc.* — Le protoxide d'azote ne se trouve point dans la nature ; on l'obtient en chauffant convenablement le nitrate d'ammoniaque desséché (1202). On met 20 à 25 grammes de ce sel dans une très-petite cornue de verre, au col de laquelle on adapte un tube recourbé ; on place cette cornue dans le laboratoire d'un fourneau ordinaire, et on en élève peu à peu la température : bientôt le nitrate fond, se décompose et se transforme en eau qui se condense, et en protoxide d'azote qui se dégage sous forme de gaz et qu'on recueille dans des flacons pleins d'eau. Il est essentiel, d'une part, de boucher ces flacons à mesure qu'ils se remplissent, parce que le gaz est légèrement soluble dans l'eau; et, d'une autre part, de ne pas faire trop de feu sous la cornue, parce que la décomposition serait trop vive, et aurait même lieu avec explosion à une température voisine du rouge-brun. D'ailleurs, il est facile de concevoir ce qui se passe dans cette opération : il suffit, pour cela, d'observer que l'acide nitrique et l'ammoniaque, qui constituent le nitrate d'ammoniaque, sont formés, le premier, d'azote et d'oxigène, et le se-

cond, d'azote et d'hydrogène. Les deux principes de l'ammoniaque se combinent évidemment, savoir : l'hydrogène avec une certaine quantité de l'oxigène de l'acide nitrique, et l'azote avec cet acide en partie désoxigéné.

312. *Composition.* — Nous avons dit précédemment qu'on pouvait déterminer la proportion des principes constituans du protoxide d'azote par l'hydrogène, par le potassium et le sodium. Il est un autre moyen plus simple encore, et peut-être plus exact, d'analyser le gaz; c'est de faire passer 100 parties en volume de protoxide dans une petite cloche de verre courbe et pleine de mercure, de porter ensuite jusque dans la partie courbe de la cloche quelques fragmens de sulfure de baryte, et de chauffer le sulfure avec la lampe à esprit-de-vin : bientôt le protoxide sera décomposé, l'oxigène sera absorbé, et l'azote seul restera libre; celui-ci occupera autant de volume que le protoxide lui-même. Si donc l'on retranche :

de 1,5269.... densité du protoxide;
0,9757.... densité du gaz azote,

l'on aura pour différence la quantité d'oxigène contenue dans 1 volume de protoxide, c'est-à-dire 0,5512. Mais ce nombre est la moitié de la densité de l'oxigène; par conséquent le protoxide est formé de 1 volume de gaz azote et de $\frac{1}{2}$ volume d'oxigène, condensés en un seul, ou de 100 d'azote et de 56,49 d'oxigène en poids. (Gay-Lussac.)

Du Deutoxide d'Azote.

313. La découverte du deutoxide d'azote est due à Hales, et la connaissance de la plupart de ses propriétés à Priestley, à M. Davy (*Ann. de Chimie*, tom. XLII et suivans; *Elém. de Chimie philos.*, t. 1), et à M. Gay-Lussac (2[e] volume d'*Arcueil*, et *Ann. de Chimie.*)

314. *Propriétés.* —Le deutoxide d'azote, que plusieurs chimistes appellent encore *gaz nitreux*, *oxide nitreux*, *oxide nitrique*, *oxide d'azote*, est toujours à l'état de gaz, sans couleur, sans action sur la teinture de tournesol, probablement sans odeur; sa pesanteur spécifique est de 1,0390; il éteint les corps en combustion et asphyxie les animaux qui le respirent.

Ce gaz est décomposé par la chaleur et par l'électricité, de même que le protoxide (302); mais tandis que celui-ci est sans action sur le gaz oxigène, l'autre, au contraire, s'en empare tout-à-coup, devient rouge et passe à l'état d'acide nitreux. Faites le vide dans un ballon, vissez-en le robinet sur celui d'une cloche pleine d'eau; introduisez successivement dans celle-ci, et de là dans le ballon même, trois litres de deutoxide d'azote et un litre d'oxigène, ils donneront lieu à une vapeur si rutilante qu'elle interceptera presque entièrement le passage de la lumière, ou du moins qu'on ne verra les objets que très-difficilement à travers. Au lieu de faire l'expérience de cette manière, l'on peut encore mêler tout simplement les gaz dans la cloche pleine d'eau; mais alors la vapeur rutilante ne sera point permanente, elle se dissoudra promptement dans le liquide : d'ailleurs, il sera facile de s'assurer qu'il se forme un acide; il suffira de mettre du papier de tournesol, soit dans la cloche, soit dans le ballon : sa couleur bleue deviendra rouge à l'instant même.

L'on conçoit, d'après cela, pourquoi le deutoxide d'azote rougit, s'acidifie par le contact de l'air, pourquoi il agit avec tant de force sur l'économie animale dans la respiration : c'est qu'il passe à l'état d'acide nitreux : cette propriété est même si remarquable qu'elle caractérise éminemment ce gaz. Il reste maintenant à savoir combien le deutoxide d'azote absorbe d'oxigène dans ces diverses circonstances : nous ne nous occuperons de cette recherche

qu'en traitant de l'acide nitreux ou de l'acide nitrique (383, 390 et 391).

315. *Deutoxide d'Azote et Corps combustibles.* Le deutoxide d'azote n'est décomposé, à la température ordinaire, par aucun corps combustible; il l'est, à une chaleur rouge, par un assez grand nombre: l'oxigène est absorbé et l'azote est mis en liberté.

316. *Deutoxide d'Azote et Combustibles simples non métalliques.* — Lorsqu'on introduit, au moyen d'une petite capsule ou coupelle (305), du phosphore enflammé dans un flacon plein de deutoxide d'azote, il brûle avec une vive lumière, et produit de l'acide phosphorique et de l'azote phosphoré.

Un charbon incandescent, mis de la même manière en contact avec ce gaz, ne tarde point à s'éteindre : cependant, si l'on fait passer du deutoxide d'azote dans un tube de porcelaine chauffé jusqu'au rouge et contenant du charbon, il en résulte du gaz azote et du gaz acide carbonique ou de l'oxide de carbone (pl. XXIII, fig. 3).

L'hydrogène, à une haute température, doit s'emparer de l'oxigène du deutoxide d'azote, et mettre l'azote de cet oxide en liberté.

En plongeant du soufre en vive combustion dans le deutoxide d'azote, il s'éteint tout-à-coup : le sélénium serait probablement dans le même cas.

Le gaz azote est sans action sur le deutoxide d'azote.

Il en est de même du chlore, pourvu que les gaz soient secs; car, pour peu qu'ils soient humides, l'eau est décomposée, son hydrogène s'unit au chlore, son oxigène au deutoxide d'azote; il se forme ainsi de l'acide hydro-chlorique, et de l'acide nitreux qui paraît sous forme de vapeur rouge.

On ne sait point comment le bore se comporterait avec le deutoxide d'azote : il est probable qu'il en opérerait la décomposition.

317. *Deutoxide d'Azote et Métaux.* — Le deutoxide d'azote, mis en contact avec le potassium, donne lieu à des produits qui varient en raison de la quantité de matière respective sur laquelle on opère, et du temps que dure le contact. Si le potassium est en excès, on n'obtient que du protoxide de ce métal et du gaz azote ; si le deutoxide d'azote est au contraire en excès, on obtient d'abord du peroxide de potassium qui est jaune, et du gaz azote ; ensuite, à mesure que la température diminue, le peroxide de potassium absorbe le deutoxide d'azote, et de là résulte un nitrite de protoxide de potassium qui est blanc, et qui se reconnaît à la propriété qu'il a de faire brûler vivement les charbons incandescens, d'être décomposé par l'acide sulfurique, et de dégager du gaz acide nitreux. La décomposition du gaz oxide se fait, tantôt subitement, tantôt successivement, toujours avec chaleur et lumière. On ignore encore la cause de cette différence d'action. Dans le premier cas, cette décomposition ne serait point sans danger si l'on opérait sur quelques décigrammes de potassium. Pour faire l'expérience, vous remplirez de mercure une petite cloche de verre courbe ; vous y introduirez le deutoxide d'azote ; ensuite vous y porterez le potassium et vous le chaufferez peu à peu avec la lampe à esprit-de-vin (pl. xx, fig. 3) : bientôt le métal fondra, brûlera, deviendra jaune chocolat en passant à l'état de peroxide, et blanc en passant à celui de nitrite. Cette nouvelle transformation étant opérée, le gaz cessera d'être absorbé. Celui qui restera n'équivaudra point en volume à la moitié de celui qui aura été employé, et sera un mélange de gaz azote et de deutoxide d'azote.

Quoique le sodium ait une grande affinité pour l'oxigène, il ne décompose point le deutoxide d'azote à la chaleur de la lampe. On ne saurait douter qu'à une chaleur

rouge il n'en opérât la décomposition ; car le fer, à cette température, est capable de le décomposer.

318. Le fer est le seul des métaux de la troisième section dont on ait constaté l'action sur le deutoxide d'azote. Il le décompose au degré de la chaleur rouge, s'oxide et met l'azote du deutoxide en liberté. Cette décomposition s'effectue dans l'appareil (pl. XXIII, fig. 4) : on met le gaz oxide dans la vessie, le fer en fil dans le tube de porcelaine, et l'on recueille l'azote, par le tube de verre, dans des flacons pleins d'eau. Il serait possible de faire passer le deutoxide seulement à l'état de protoxide, en ménageant la chaleur, par exemple, en ne la portant pas tout-à-fait jusqu'au rouge.

Le manganèse, le zinc, l'étain, et plusieurs des métaux de la quatrième section, sont sans doute capables comme le fer de décomposer le deutoxide d'azote ; mais on peut regarder comme certain que l'osmium, le mercure et les métaux de la dernière section, n'en opèrent point la décomposition.

320. *Deutoxide et Composés combustibles.* — On n'a éprouvé l'action d'aucun de ces composés sur le deutoxide d'azote : il est probable que la plupart de ceux dont les élémens peuvent opérer la décomposition de ce deutoxide opéreraient eux-mêmes cette décomposition.

321. *Deutoxide et Eau.* — Quelles que soient la température et la pression, l'eau ne dissout pas la plus petite quantité de deutoxide d'azote lorsqu'elle est bouillante ou placée dans le vide ; elle n'en dissout même que la vingtième partie de son volume à la température de 15° et sous la pression de 76 centimètres.

322. *Etat et Préparation.* — Le deutoxide d'azote n'a point encore été trouvé dans la nature. Pour le préparer, on prend un flacon de verre à deux tubulures, d'environ un quart de litre de capacité ; on y introduit à-peu-près 50 à

60 grammes de tournure de cuivre ; on adapte à l'une des tubulures un tube recourbé propre à recueillir les gaz et un tube droit à l'autre (*voyez* pl. xx, fig. 1) ; on verse par le tube droit, au moyen d'un petit entonnoir, environ 80 à 100 grammes d'acide nitrique à 17° ou 18° de l'aréomètre de Baumé, et on engage l'extrémité du tube recourbé sous une cloche pleine d'eau. La réaction ne tarde point à avoir lieu : elle est telle qu'il se forme, d'une part, du deutoxide d'azote qui se dégage à l'état de gaz, et, d'autre part, du deuto-nitrate de cuivre qui est bleu, et qui reste en dissolution dans le flacon. Il suit de là que l'acide nitrique se partage en deux parties : l'une cède une certaine quantité de son oxigène au cuivre et passe à l'état de deutoxide d'azote, tandis que l'autre, se combinant avec le cuivre oxidé, forme le deuto-nitrate de cuivre. Les premières portions de gaz qui se dégagent ne doivent point être recueillies ; elles contiennent tout à la fois du gaz azote provenant de l'air des vases, et du gaz acide nitreux provenant de l'action du deutoxide d'azote sur l'oxigène de cet air : aussi aperçoit-on d'abord des vapeurs rouges. Non-seulement on doit laisser perdre les gaz tant qu'elles existent, mais encore quelque temps après qu'elles ont disparu. Les gaz sont reçus dans des cloches ou des flacons pleins d'eau. On en obtient un assez grand nombre de litres avec les quantités de matières prescrites.

323. *Composition.* — Le deutoxide d'azote s'analyse par le sulfure de baryte de même que le protoxide ; il contient deux fois autant d'oxigène que celui-ci ; par conséquent, il est formé de 100 d'azote et de 112,98 d'oxigène en poids, ou de parties égales des deux en volume. Or, comme sa densité est de 1,0390, et que ce nombre est représenté par la moitié de la densité de l'azote, plus la moitié de celle de l'oxigène, il s'ensuit qu'en se combinant pour former le deutoxide d'azote, ces deux gaz n'éprouvent aucune condensation (Gay-Lussac).

CHAPITRE II.

DES ACIDES BINAIRES.

324. Les acides sont des corps composés auxquels on donne pour caractère de rougir certaines couleurs bleues végétales, telles que le tournesol ; d'être plus ou moins solubles dans l'eau ; d'avoir une saveur aigre, ou d'en avoir une caustique qui devient aigre en l'affaiblissant d'une manière quelconque ; de se rendre au pole positif lorsqu'on les place, unis à l'eau, dans le courant de la pile, et qu'ils ne se décomposent pas ; enfin, de s'unir à la plupart des bases salifiables, particulièrement aux alcalis, de les neutraliser et d'être neutralisés par eux. De ces caractères, le dernier est, sans contredit, de beaucoup le plus important, si bien qu'un corps qui le posséderait devrait être mis au rang des acides, quand bien même il ne posséderait pas les autres. Quoi qu'il en soit, l'on remarque en général que les acides qui sont faibles, ou dont l'affinité pour les bases salifiables n'est pas forte, n'ont que peu de saveur, que peu d'action sur le tournesol, qu'ils n'ont aussi que peu d'odeur, même lorsqu'ils sont gazeux, et que le contraire a lieu lorsqu'ils sont puissans.

L'on s'était imaginé, quelque temps après la révolution chimique qui date de 1775, que la propriété acidifiante résidait dans l'oxigène, parce que tous les acides analysés jusqu'alors en contenaient, et que l'on avait observé que les corps combustibles en s'oxigénant de plus en plus finissaient par s'acidifier. Ce fut M. Berthollet qui, le premier, éleva des doutes à cet égard, et qui bientôt ensuite fit voir que l'hydrogène sulfuré devait être considéré comme un véritable acide, quoique formé seulement d'hydrogène et de soufre. Il faut avouer toutefois que cette observation n'avait convaincu qu'un petit nombre de chimistes ; quel-

ques-uns même, et particulièrement M. Davy, avaient été jusqu'à admettre de l'oxigène dans l'hydrogène sulfuré. De nouveaux exemples étaient nécessaires : l'iode et le chlore nous en ont offert de si remarquables que, maintenant, la conviction est générale, et que, tout en reconnaissant une propriété d'acidification très-marquée dans l'oxigène, les chimistes savent très-bien qu'il ne la possède pas exclusivement, qu'elle existe dans d'autres corps, et que sans doute elle dépend tout à la fois et de leur nature et du mode de combinaison de leurs élémens.

Les acides dont nous devons nous occuper d'abord, comme étant les plus simples, sont les acides binaires ; il n'y en a que de deux sortes : les *oxacides*, ou les acides formés d'un corps combustible et d'oxigène ; et les *Hydracides*, ou les acides composés d'hydrogène et d'un autre corps combustible. Ceux-ci sont seulement au nombre de quatre, tandis que les autres sont au nombre de vingt-trois au moins, y compris les acides métalliques.

ARTICLE PREMIER.

Des Oxacides binaires.

324 *bis*. Les vingt-trois oxacides binaires sont l'acide borique, l'acide carbonique, l'acide iodique, l'acide sélénique, l'acide fluorique ; quatre acides ayant pour radical le phosphore ; quatre ayant pour radical le soufre ; trois ayant pour radical l'azote ; deux ayant pour radical le chlore ; et cinq ayant pour radicaux les cinq métaux acidifiables. De ces vingt-trois acides, deux, l'acide carbonique et l'acide sulfureux, sont toujours à l'état de gaz ; dix sont naturellement solides à la température ordinaire, l'acide borique, l'acide phosphorique, l'acide phosphoreux, l'acide sélénique, l'acide iodique et les cinq acides métalliques. Neuf sont liquides ; mais parmi ceux-ci, huit, savoir : les acides

sulfurique, hypo-sulfurique, nitrique, phosphatique, hypo-phosphoreux, chlorique, chlorique oxigéné, fluorique, doivent, selon toute apparence, leur liquidité à l'eau; du moins, ils ne peuvent être séparés de celle qu'ils contiennent qu'en les combinant avec d'autres corps capables de fixer leurs élémens : l'acide nitreux seul est liquide par lui-même. Enfin sur les vingt-trois acides il en est deux qui ne peuvent exister qu'en combinaison avec les bases salifiables : ce sont les acides hypo-nitreux et hypo-sulfureux.

De l'Acide Borique.

325. *Historique.* — Découvert par Homberg, vers l'année 1702, en distillant un mélange de sous-borate de soude et de sulfate de fer, il fut extrait pour la première fois de ce sous-borate, au moyen des acides, par Lémeri le jeune, et regardé jusqu'en 1808 comme un corps simple. Alors MM. Gay-Lussac et Thenard en firent la décomposition et la recomposition (*Recherches physico-chimiques*); ils démontrèrent qu'il était formé d'oxigène et d'un corps très-combustible qu'ils proposèrent d'appeler *bore.* C'est à cette époque seulement qu'il prit le nom d'*acide borique;* jusque là il avait été appelé, d'abord *sel sédatif* ou *narcotique*, en raison des propriétés qu'on lui attribuait, puis *acide boracique*, nom tiré de celui du *borax*, que portait et que porte encore dans le commerce le sous-borate de soude, dont on l'extrait.

325 *bis. Propriétés.* — L'acide borique est un corps solide, sans couleur, inodore; sa saveur est faible; il ne rougit que légèrement la teinture de tournesol. Dissous dans l'eau chaude, il cristallise par refroidissement, lorsqu'il est pur, en petits prismes dont la forme n'a point encore été bien observée; et suivant M. Robiquet, en larges paillettes nacrées, lorsqu'il est uni à un peu de la matière

grasse du borax de l'Inde. (*Annales de Chimie et de Physique*, tom. XI, pag. 203.)

326. Soumis à l'action d'une forte chaleur, dans un creuset de platine ou de terre, l'acide borique fond, se vitrifie, et donne lieu à un verre incolore et transparent; au-dessous de la chaleur rouge, il commence à peine à se ramollir; à ce degré de chaleur, sa fusion est pâteuse; à un degré de chaleur beaucoup plus élevé, elle est parfaite, et telle qu'il coule alors presque comme de l'eau; à quelque chaleur qu'on l'expose, il ne se volatilise pas.

326 *bis*. Lorsqu'après avoir humecté légèrement la surface de l'acide borique vitreux, on le met en contact avec les extrémités d'une pile très-forte, de telle manière que les deux fils positif et négatif soient très-près l'un de l'autre, il se manifeste à l'extrémité du fil négatif une petite tache brune que l'on peut attribuer, d'après M. Davy, à un peu de bore mis à nu; d'où il suit qu'alors l'acide borique serait décomposé, et que, tandis que son radical se réunirait au pole négatif, son oxigène se rassemblerait au pole positif. Cependant il est de fait que, quelle que soit la force de la pile, l'on ne peut décomposer ainsi tout au plus que des traces d'acide, et qu'il est impossible de se procurer du bore par ce moyen. (Voyez *Recherches physico-chimiques*, t. 1.)

327. L'acide borique n'a d'action, soit à froid, soit à chaud, ni sur le gaz oxigène ni sur l'air bien secs; car on peut conserver indéfiniment de l'acide borique dans un flacon plein de ces gaz sans les altérer, et l'on peut tenir cet acide en contact avec l'air, indéfiniment aussi, à une température quelconque, par exemple, dans un creuset de platine, sans qu'il perde rien de ses qualités. Si ces gaz étaient humides, ou s'ils contenaient de la vapeur d'eau, et si l'acide était en verre transparent, il en absor-

berait seulement une portion à la température ordinaire, et deviendrait opaque ou s'*effleurirait*.

328. *Acide borique et Corps combustibles.* — Le bore a une si grande affinité pour l'oxigène, que l'acide borique n'est décomposé que par un très-petit nombre de corps combustibles. Ces décompositions ne se font jamais qu'à une très-haute température.

329. *Acide borique et Combustibles simples non métalliques.* — Le carbone n'a d'action, à aucune température, sur l'acide borique; du moins, lorsqu'on mêle cet acide en poudre avec un grand excès de charbon, et qu'on expose ce mélange, dans un creuset couvert, à un feu de forge, pendant plusieurs heures, cet acide ne se décompose pas; car en traitant le mélange par l'eau bouillante, filtrant et faisant évaporer la liqueur, on retrouve l'acide borique tout entier dans le vase évaporatoire. Il est probable, d'après cela, que l'hydrogène, le phosphore, le soufre, et, à plus forte raison, les autres corps combustibles non métalliques, ne pourraient point opérer la décomposition de cet acide.

330. *Acide borique et Métaux.* — Lorsqu'on met en contact parties égales d'acide borique et de potassium ou de sodium un peu au-dessous du rouge-brun, il en résulte du bore et du sous-borate de protoxide de potassium ou de sodium : l'acide borique est donc seulement en partie décomposé. Quand bien même on emploierait un grand excès de métal, la décomposition totale de l'acide n'aurait pas lieu. Cet effet est dû à ce que l'acide borique, tant qu'il est libre, peut être décomposé par ces métaux, et cesse de pouvoir l'être une fois qu'il est uni à leurs oxides. La décomposition de l'acide borique par le potassium se fait avec chaleur et lumière; celle de l'acide borique par le sodium ne se fait qu'avec dégagement de chaleur et à une température plus élevée. Prenez un tube de verre large

d'environ 3 à 4 millimètres, et long d'environ 6 ou 7 centimètres; fermez-le à la lampe par l'une de ses extrémités; introduisez successivement dans ce tube environ un décigramme de métal coupé en fragmens avec un couteau, et autant ou plus d'acide borique fondu et pulvérisé; saisissant ensuite le tube avec une pince, exposez-le à l'action d'un feu capable de le faire rougir légèrement au bout d'un certain temps; avant qu'il ne soit porté à ce degré de chaleur, la réaction s'opérera et donnera lieu à une masse d'un vert noirâtre, qui sera un mélange de bore et de sous-borate de protoxide du métal. Si, le tube étant refroidi, vous le cassez, et si, la matière étant détachée, vous la faites chauffer avec de l'eau, le sous-borate de protoxide de potassium ou de sodium se dissoudra, et le bore restera sous forme de flocons.

331. C'est en traitant ainsi l'acide borique par le potassium ou le sodium qu'on parvient à se procurer ce nouveau corps combustible; mais alors, au lieu d'opérer sur un décigramme de métal et d'acide, on peut opérer sur plusieurs grammes de ces deux corps. L'opération se fait de la même manière que la précédente, à cela près qu'il vaut mieux se servir d'un tube de cuivre que de verre, parce que celui-ci pourrait se briser ou entrer en fusion, et faire corps avec la matière au moment de la décomposition.

332. Aucun des métaux appartenant aux quatre dernières sections ne décompose l'acide borique.

333. *Acide borique et Composés combustibles.* — On n'a encore examiné l'action d'aucun de ces composés sur l'acide borique; mais il est probable, 1°. que les composés combustibles non métalliques n'ont aucune action sur lui, puisque leurs élémens n'en ont point eux-mêmes (329); 2°. que, parmi les composés combustibles mixtes et les alliages, il n'y a tout au plus que ceux qui contiennent du po-

tassium et du sodium qui pourraient en opérer la décomposition.

333 *bis*. *Acide borique et Eau*. — L'eau, à la température de 10°, ne dissout que la trente-cinquième partie de son poids d'acide borique. Bouillante, elle en dissout la treizième partie : aussi en laisse-t-elle déposer par le refroidissement sous forme de cristaux. (*Voyez*, 663, les propriétés de l'acide borique liquide.)

334. *Etat*. — L'acide borique existe en dissolution dans les eaux de plusieurs petits lacs de Toscane, et à l'état concret sur leurs bords. Il y fut découvert, en 1776, par MM. Hoëfer et Mascagni. Ce sont les lacs de Castel-Nuovo, de Monte-Cerboli et de Cherchiajo qui en contiennent le plus. Pour l'en extraire, il suffit de concentrer les eaux par l'évaporation ; l'extraction commence à se faire en grand pour les besoins de quelques fabriques, qui, depuis quinze ou dix-huit mois, font du borax de toutes pièces. Cet acide, tel qu'on le reçoit dans le commerce, est en petites écailles micacées, d'un gris sale, mêlées à une quantité notable d'un sulfate alcalin, à quelques matières terreuses et à un peu d'oxide de cuivre provenant sans doute des vases qui servent à l'évaporation : l'on prétend que le lac Cherchiajo en donne jusqu'à 2 pour 100.

L'acide borique se trouve aussi dans plusieurs lacs des Indes, etc. ; mais il paraît que dans ceux-ci il est toujours combiné avec un excès de soude ou de protoxide de sodium. C'est même de ces lacs que l'on a tiré, jusque dans ces derniers temps, tout le borax ou sous-borate de soude qui se consommait dans les arts.

335. *Préparation*. — L'acide borique s'extrait du sous-borate de soude, que l'on trouve en grande quantité dans le commerce (741). On pulvérise ce sel dans un mortier quelconque bien propre ; on le fait chauffer avec environ six fois son poids d'eau ; lorsque le borate est dissous, ce

qui a lieu presqu'aussitôt que l'eau commence à bouillir, l'on verse peu à peu de l'acide sulfurique du commerce dans la dissolution, jusqu'à ce qu'elle rougisse fortement le papier de tournesol, et on l'agite à mesure (*a*). Le sous-borate est décomposé; il en résulte un sulfate acide de soude qui est très-soluble, tandis que l'acide borique qui est mis en liberté se précipite, par le refroidissement, sous forme de lames souvent très-larges. La liqueur étant complètement refroidie, on la filtre; on laisse bien égoutter le résidu, et on le lave avec de l'eau froide; mais comme l'acide borique ainsi obtenu contient de l'acide sulfurique, et de plus un peu de la matière grasse que renferme le borax, il faut le purifier, en le fondant dans un creuset de Hesse, après l'avoir desséché dans une étuve. A cet effet, on fait rougir un creuset, l'on y projette successivement l'acide borique, et quand il est en fusion parfaite et tranquille, on le coule dans une bassine d'argent. A la rigueur, on pourrait encore soupçonner dans cet acide fondu la présence de quelques corps étrangers qui proviendraient de ce que l'acide borique cristallisé n'aurait pas été privé de tout le sulfate acide de soude et d'une petite quantité de terre du creuset : s'il en était ainsi, il faudrait le dissoudre dans plusieurs fois son poids d'eau bouillante, et le faire cristalliser de nouveau par le refroidissement, le dessécher et le fondre, non plus dans un creuset de terre, mais dans un creuset de platine, et le couler (*b*). Dans tous les cas on le conserve à l'abri du contact de l'air afin

(*a*) L'acide sulfurique concentré produit une si vive ébullition au moment où on le verse dans une dissolution très-chaude de sous-borate de soude, qu'il y aurait du danger à en ajouter beaucoup à la fois.

(*b*) On ne doit se servir de creuset de platine pour fondre l'acide borique qu'autant que cet acide ne contient point d'acide sulfurique, car s'il en contenait, le creuset pourrait être percé, et cependant l'acide sulfurique bouillant n'attaque pas le platine.

de s'opposer à son efflorescence. Les eaux-mères des deux opérations fournissent une nouvelle quantité d'acide borique en les évaporant; celui des premières est très-impur, celui des secondes est presque pur.

335 *bis*. *Composition*. — L'acide borique est formé, d'après M. Davy, de 27 de bore et de 73 d'oxigène; M. Berzelius porte la quantité d'oxigène à 74,17, en sorte que celle du bore ne serait plus que de 25,83. M. Berzelius admet en outre que 100 parties d'acide borique cristallisé contiennent 44 d'eau; et comme il a reconnu que la moitié de cette eau se dégageait à une légère chaleur, tandis que l'autre ne se vaporisait qu'à une température plus élevée, il croit que la dernière joue le rôle de base salifiable, et que la première seule remplit celui d'eau de cristallisation. (*Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XI, p. 116.)

Usages. — L'acide borique ne s'emploie que pour fondre et analyser les pierres gemmes qui contiennent de la potasse ou de la soude, et pour faire la plupart des borates; on l'employait autrefois en médecine comme sédatif.

De l'Acide carbonique.

336. *Historique*. — Connu successivement sous les noms de *gaz* proprement dit, d'*air fixe* ou *fixé*, d'*acide méphitique*, d'*acide aérien*, d'*acide crayeux*, l'acide carbonique reçut à la réformation du langage chimique le nom qu'il porte aujourd'hui. C'est le premier des gaz que l'on ait appris à distinguer de l'air : aussi doit-on en regarder la découverte comme l'une des plus importantes qui aient été faites, puisqu'elle a ouvert une nouvelle carrière, celle des fluides élastiques, que l'on a parcourue avec tant de succès depuis trente-cinq ans, et qui a changé la face de la chimie.

Les premiers indices de cette grande découverte re-

montent jusqu'à Vanhelmont; il reconnut le premier que les pierres calcaires laissaient dégager quelquefois un *air* auquel il donna le nom de *gaz*. Hales vit ensuite que cette sorte d'air faisait partie essentielle de ces pierres, et chercha à déterminer combien elles en contenaient. Black découvrit bientôt après qu'il était capable d'être absorbé par la chaux et les alcalis, de les neutraliser et de leur donner la propriété de faire effervescence avec les acides. Priestley en étudia les propriétés avec beaucoup de soins, et en soupçonna l'existence dans l'atmosphère. Bergmann, Cavendish, Jacquin, Fontana, presque tous les chimistes enfin, s'en occupèrent successivement. Mais ce fut Lavoisier qui, en 1776, nous en fit connaître la nature, et qui détermina la proportion de ses principes constituans; proportion que des expériences faites depuis quelques années par MM. Allen et Pepis (*Trans. philos.*, 1807; et *Ann. de Chimie*, t. LXV, p. 84), Théodore de Saussure (*Ann. de Chimie*, t. LXXI), Guyton-Morveau (*Ann. de Chimie*, tom. LXXXIV), Davy (*Ann. de Chimie et de Physiq.*, tom. I, pag. 16), ont sensiblement confirmée.

337. *Propriétés.* — L'acide carbonique est toujours gazeux, incolore; sa saveur est légèrement aigre, son odeur légèrement piquante; il ne rougit que faiblement la teinture de tournesol; il éteint les corps en combustion, et asphyxie promptement les animaux qu'on y plonge; sa pesanteur spécifique est de 1,5245.

L'acide carbonique, étant plus pesant que l'air, peut être versé d'un flacon dans un autre, à la manière de l'eau : soient deux éprouvettes, l'une pleine d'air, l'autre pleine de gaz acide carbonique; si l'on incline celle-ci sur la première, comme on le ferait d'abord pour y verser de l'eau, et si on la renverse ensuite de manière à adapter les ouvertures des éprouvettes, on trouvera, quelques secondes après, que l'éprouvette qui était pleine d'air sera pleine d'acide

carbonique, et que celle qui était pleine d'acide carbonique sera pleine d'air : ce qu'on reconnaîtra en y plongeant des bougies allumées. Il ne faudrait pas conclure de cette expérience que le gaz acide carbonique, dans un air tranquille, occuperait toujours la partie inférieure; car les gaz dont la pesanteur spécifique est très-différente finissent par se mêler lors même qu'ils ne communiquent ensemble que par un tube très-étroit. (Berthollet, *Mém. d'Arcueil*, tom. II.)

338. Le gaz acide carbonique résiste à la plus forte chaleur que nous puissions produire. Il n'a aucune action chimique, ni sur le gaz oxigène, ni sur l'air, à une température quelconque; mais lorsqu'on le soumet au choc d'une série d'étincelles électriques, il se transforme, en partie, en gaz oxigène et en gaz oxide de carbone (Henry). Pourquoi la transformation n'est-elle pas totale ? c'est ce que nous ignorons.

339. *Acide carbonique et Corps combustibles.* — L'acide carbonique n'est décomposé à froid par aucun corps combustible, excepté peut-être par le potassium. Il ne l'est, même à l'aide de la chaleur, que par un petit nombre : alors il cède ordinairement une portion de son oxigène au corps combustible, et passe à l'état d'oxide de carbone; rarement il le cède tout entier; rarement aussi il y a dégagement de lumière, parce que, dans le gaz acide carbonique, l'oxigène est déjà très-condensé.

340. *Acide carbonique et Combustibles simples non métalliques.* — Tous ces corps, excepté le bore, le phosphore et le sélénium, ont été mis en contact avec le gaz acide carbonique.

Le soufre et l'azote sont sans action sur lui : il en est de même du chlore et de l'iode, et sans doute du sélénium.

L'hydrogène et le carbone le décomposent : le premier enlève une portion d'oxigène à cet acide, et donne lieu à

de l'eau et à du gaz oxide de carbone ; le deuxième agit de la même manière que l'hydrogène, passe à l'état de gaz oxide de carbone, et ramène l'acide carbonique à cet état. Ces deux décompositions ne se font qu'à une haute température : pour la première, servez-vous de l'appareil pl. XXIII, fig. 4, qui se compose d'un tube de porcelaine traversant un fourneau à réverbère, et communiquant avec une vessie d'une part, et de l'autre avec un petit tube de verre recourbé ; remplissez la vessie de parties égales en volume de gaz carbonique et de gaz hydrogène ; portez le tube de porcelaine au rouge ; faites-y passer le mélange gazeux peu à peu, et engagez le petit tube de verre sous des flacons pleins de mercure : bientôt vous verrez l'eau ruisseler sur les parois de ceux-ci, et dès-lors l'acide se transformera en oxide. La décomposition du gaz carbonique par le charbon s'opère aussi très-facilement : il suffit pour cela de remplir de charbon calciné et concassé le milieu du tube de porcelaine de la précédente expérience ; d'adapter à ses deux extrémités deux vessies, l'une vide, l'autre pleine de gaz acide ; d'élever ensuite peu à peu la température du tube jusqu'au degré de l'incandescence, et de faire passer, par une légère pression, le gaz de la vessie pleine dans la vessie vide, puis de celle-ci dans la première ; et ainsi de suite jusqu'à cinq à six fois. Par ce moyen, l'acide finit par doubler de volume, et par se convertir complètement en gaz oxide de carbone.

Il est probable que le bore décomposerait l'acide carbonique, et que le phosphore ne le décomposerait pas ; car le carbone n'enlève pas la plus petite portion d'oxigène à l'acide borique, même à une très-haute température, tandis qu'il désoxigène complètement l'acide phosphorique.

341. *Acide carbonique et Métaux.* — Le potassium et le sodium décomposent le gaz acide carbonique, le premier avec dégagement de calorique et de lumière, et le

deuxième avec dégagement de calorique seulement; le métal s'oxide et le carbone est mis à nu : l'acide carbonique est complètement décomposé lorsque le potassium ou le sodium est en excès; dans le cas contraire, il est en partie absorbé. Vous remplirez de mercure une petite cloche de verre légèrement courbe; vous y ferez passer environ un centilitre de gaz acide carbonique, puis vous y introduirez 4 à 5 centigrammes de potassium, et vous le chaufferez fortement avec la lampe à esprit-de-vin : le métal perdra peu à peu son brillant; en l'agitant alors avec une tige de fer, il deviendra pâteux, et produira, quelque temps après, la décomposition de l'acide : une fois faite, il sera facile de séparer le carbone des autres produits, ce corps étant le seul qui ne se dissolve pas dans l'eau.

342. Le fer est le seul des métaux de la troisième section dont on ait constaté l'action sur le gaz acide carbonique. Il est prouvé qu'il le décompose au-dessus de la chaleur rouge, et qu'il résulte de cette décomposition du gaz oxide de carbone et de l'oxide de fer. C'est en prenant du fer en fil, et procédant à l'expérience, comme à celle que nous venons de décrire (340) en parlant de l'action du carbone sur l'acide carbonique, que l'on met ces résultats hors de doute.

343. *Acide carbonique et Combustibles composés.* — On n'a point encore fait d'expérience pour déterminer l'action de ces sortes de composés sur le gaz acide carbonique; mais il est permis de présumer que les gaz hydrogène carboné, hydrogène phosphoré, hydrogène sulfuré, en opéreraient la décomposition à une haute température, et le transformeraient en gaz oxide de carbone; que l'hydrogène arseniqué et l'hydrogène telluré, que les hydrures métalliques, le borure et le carbure de fer, l'opéreraient également, et que ces diverses décompositions se feraient tantôt par l'un ou l'autre des élémens de ces composés, tantôt

par les deux à la fois; enfin l'on peut présumer qu'il en serait de même des alliages dont les métaux ont beaucoup d'affinité pour l'oxigène, et particulièrement de ceux qui sont à base de potassium et de sodium.

343 *bis. Acide carbonique et Eau.* (*Voyez* 664.)

344. *Etat naturel.* — L'acide carbonique est l'un des acides les plus abondans et les plus répandus dans la nature; il y existe, 1°. à l'état de gaz; 2°. dissous dans l'eau; 3°. combiné avec divers oxides, et particulièrement avec la chaux, la soude, la potasse, la baryte, l'oxide de fer, l'oxide de plomb, l'oxide de zinc, l'oxide de cuivre, etc.

3°. *Acide carbonique gazeux.* — Non-seulement on trouve le gaz acide carbonique mêlé avec l'oxigène et l'azote dans l'air atmosphérique (125 *bis*); mais on le trouve presque pur dans certaines cavités ou certaines grottes des pays volcaniques ou des terrains calcaires de sédiment. Il y a un assez grand nombre de ces sortes de grottes dans le royaume de Naples : la plus connue est celle du Chien, près de Pouzzole, célèbre par les récits merveilleux auxquels elle a donné lieu. On dit que les oiseaux qui passent au-dessus tombent frappés de mort; qu'il en est de même des chiens qui s'en approchent; mais ceux qui l'ont visitée savent combien ces faits sont exagérés. Cette grotte ne contient ordinairement qu'une couche d'acide carbonique de 4 à 6 décimètres d'épaisseur; en sorte qu'un homme peut y pénétrer sans danger, et qu'un chien y est asphyxié.

Les phénomènes de la grotte du Chien peuvent être reproduits, en remplissant une éprouvette de gaz acide carbonique, la renversant, puis y plongeant jusqu'à un certain point un cylindre dont le diamètre soit presque égal au sien, et le retirant doucement : par ce moyen l'on aura deux couches : l'une, supérieure, d'air, qui entretiendra la combustion; l'autre, inférieure, d'acide carbonique, qui éteindra les bougies et fera périr les animaux.

On voit donc qu'il peut être dangereux de descendre dans des cavités ou des cavernes qui n'ont point été visitées depuis long-temps, et où l'air ne se renouvelle point; on ne doit le faire qu'en portant devant soi des bougies allumées et attachées à l'extrémité d'un long bâton : si la bougie brûle et si l'air est sans odeur, on peut y descendre avec sécurité; mais si la lumière de la bougie pâlit, ou si l'air a une odeur d'œufs pourris, il faut auparavant renouveler l'air au moyen d'un fourneau plein de charbons allumés, qu'on disposera à l'entrée de la cavité, et au cendrier duquel on adaptera un tuyau qui plongera très-avant dans la cavité même.

2°. *Acide carbonique dissous dans l'eau.* — Toutes les eaux contiennent des traces d'acide carbonique; il en est même qui en contiennent plusieurs fois leur volume : telles sont les eaux minérales de Seltz, de Spa, de Pyrmont, etc. : aussi ces eaux sont-elles mousseuses.

3°. *Acide carbonique combiné avec les bases.* (*Voy.* les *Carbonates*, 755).

345. *Préparation.* — L'acide carbonique s'extrait de la craie ou du marbre, qui ne sont l'un et l'autre que du carbonate de chaux, en les traitant par un acide, et surtout par l'acide sulfurique étendu de dix à douze fois son poids d'eau, ou par une dissolution faible de gaz acide hydrochlorique dans ce liquide. L'opération se fait dans un flacon à deux tubulures, comme celle par laquelle on se procure le gaz hydrogène. On délaye 60 à 80 grammes de craie dans l'eau, de manière à en faire une bouillie claire; on l'introduit dans le flacon; on adapte un tube recourbé à l'une des tubulures, et on adapte à l'autre un tube droit surmonté d'un entonnoir, par lequel on verse peu à peu l'acide sulfurique (pl. xx, fig. 1). Cet acide s'empare de la chaux, et forme un sel presque insoluble; tandis que l'acide carbonique mis en liberté reprend l'état gazeux,

chasse l'air du flacon, et bientôt se dégage par l'extrémité du tube recourbé. On peut alors le recueillir dans des flacons pleins d'eau; mais, pour être certain qu'il soit pur, il faut en laisser perdre quelques litres, ou plutôt l'éprouver par une dissolution de potasse caustique qui doit l'absorber tout entier. Au bout d'un certain temps, le dégagement du gaz s'arrête; à cette époque, on verse une nouvelle quantité d'acide sulfurique par le tube droit; on agite un peu le flacon, et ainsi de suite, jusqu'à ce que tout le carbonate soit presque entièrement décomposé.

L'emploi de l'acide sulfurique n'est pas sans inconvénient. D'abord le dégagement du gaz acide carbonique est subit et considérable; ensuite il s'arrête presque tout-à-coup, quoiqu'il y ait encore de l'acide sulfurique libre, parce que le sulfate de chaux qui se forme et qui, en raison de son insolubilité, se dépose sur le carbonate, le couvre, et s'oppose ainsi à sa décomposition : de là la nécessité d'agiter. A la vérité, on pourrait substituer à l'acide sulfurique l'acide hydro-chlorique du commerce, qui forme avec la chaux un sel très-soluble; mais son action sur la craie serait trop subite, et occasionerait une effervescence telle que la masse serait soulevée jusqu'au tube. Tous ces inconvéniens disparaissent si, en faisant usage de l'acide hydro-chlorique, on se sert en même temps d'un carbonate de chaux très-cohérent, tel que le marbre, et réduit en petits fragmens. Dans ce cas, l'action est modérée et continue. Par conséquent, toutes les fois qu'on pourra se procurer facilement du marbre, il faudra le préférer à la craie, le concasser et le traiter par l'acide hydro-chlorique liquide, comme la craie par l'acide sulfurique.

Le gaz acide carbonique étant légèrement soluble dans l'eau, doit être conservé dans des flacons bouchés.

346. *Composition.* — L'acide carbonique contient un volume égal au sien de gaz oxigène; or, comme la pesan-

teur spécifique de l'acide carbonique est de 1,5245, et que celle de l'oxigène est de 1,1025, il s'ensuit évidemment qu'il est composé de 27,68 de carbone et de 72,32 d'oxigène en poids, ou, d'après ce que nous avons dit de la vapeur de carbone (page 161), de 1 volume de cette vapeur et de 1 volume d'oxigène, condensés en un seul. Pour mettre ces résultats en pleine évidence, il faut se servir d'un appareil consistant en deux gazomètres semblables aux gazomètres *CAC* et *C'A'C'* (pl. xxv, fig. 1), dont on fait communiquer les tuyaux *SS'*, *TT'*, par des tubes intermédiaires, avec un tube de porcelaine ou de platine traversant un fourneau : les premiers ne diffèrent des seconds qu'en ce qu'ils sont moins grands, et qu'on peut se dispenser d'y adapter un bassin portant des poids. L'on verse d'abord du mercure dans la capacité *gg*; pressant ensuite sur les cloches *LL'*, et ouvrant les robinets *y'*, *x'*, on chasse par les tuyaux *tt'* l'air qu'elles contiennent, et on les remplit ainsi de mercure : alors on fait passer du gaz oxigène dans l'une d'elles, en s'y prenant comme nous l'avons dit au sujet de la composition de l'eau (287). D'une autre part, on met une certaine quantité de charbon fortement calciné dans l'intérieur du tube de porcelaine, sur une petite cuiller de platine. Cela étant fait, et les robinets *y'*, *x'* étant fermés, on ouvre les robinets *y''*, *x''*; puis l'on porte le tube de porcelaine au rouge, et l'on presse sur la cloche qui contient le gaz oxigène. Par ce moyen, ce gaz traverse le tube de porcelaine, brûle le charbon, et se rend dans l'autre cloche pleine de mercure ; de celle-ci on peut le faire passer dans la première, et ainsi de suite, jusqu'à ce qu'on juge qu'il y ait assez de charbon brûlé. L'expérience étant terminée, et le gaz étant rassemblé dans l'une des cloches graduées, on voit facilement qu'il n'a point changé de volume. L'on pourrait, sans doute, objecter qu'il s'est formé quelque autre produit que l'acide carbonique ; mais on se

convaincra facilement que cela n'est point : en effet, que l'on mette le gaz en contact avec une dissolution de potasse caustique, l'acide carbonique seul sera absorbé, et le résidu ne sera plus que l'oxigène excédant ; que l'on compare ensuite le poids de ces deux gaz à celui de tout l'oxigène employé et du charbon brûlé, ils ne différeront pas sensiblement.

Nous avons supposé qu'on n'employait dans cette expérience que du gaz oxigène pur : cependant il est difficile de s'en procurer qui ne contienne pas un peu d'azote ; les vases eux-mêmes peuvent en fournir une petite quantité adhérente à leurs parois : de là, pour apprécier cet azote, la nécessité d'analyser le gaz oxigène par le gaz hydrogène dans l'eudiomètre, avant l'expérience et après l'absorption de l'acide carbonique par la potasse caustique, analyse qui se fait comme celle de l'air atmosphérique (115 et 125 *bis*) (*a*).

Usages. — Dissous dans l'eau, l'acide carbonique est d'un fréquent usage en médecine : il constitue alors les eaux

---

(*a*) L'appareil que nous venons de décrire est de l'invention de MM. Allen et Pepis ; ils s'en sont servis pour brûler le diamant et les différentes espèces de charbon. M. Guyton-Morveau s'en est également servi pour le même objet ; mais, au lieu d'un tube de porcelaine, il a fait usage d'un tube de platine, parce que souvent les tubes de porcelaine sont perméables. M. Guyton a même pris la précaution de faire forer le tube qu'il a employé.

Il suit de leurs expériences que le diamant, l'anthracite, et les diverses espèces de charbons végétaux calcinés, absorbent sensiblement la même quantité d'oxigène pour passer à l'état d'acide carbonique, et que dans cette absorption, il ne se forme point d'eau, ou que du moins il ne s'en forme que des atomes ; résultats qui, tout récemment encore, ont été confirmés par M. Davy, et d'où l'on peut conclure que ces différens corps sont identiques, et ne contiennent point d'hydrogène, ou en contiennent des quantités si petites qu'on peut les négliger. (*Voyez* le Mémoire de MM. Allen et Pepis, *Bibliothèque britannique, Sciences et Arts*, tome XXXVI ; ou *Transactions philosophiques* pour 1807 ; le Mémoire de M. Guyton, *Annales de Chimie*, tome LXXXIV ; celui de M. Davy, *Annales de Chimie et de Physique*, tome I, page 16.)

gazeuses, naturelles ou artificielles, que l'on emploie aujourd'hui presque indistinctement. Associé au vin, il forme une boisson piquante, agréable, qui convient à un grand nombre de personnes. C'est l'agent dont la nature se sert pour fournir aux plantes le carbone qui leur est nécessaire, et réparer ainsi les pertes d'oxigène que l'atmosphère fait à chaque instant. (*Voy.* tom. III, *Végétation.*)

Des Acides du Phosphore.

347. Le phosphore, en s'unissant à l'oxigène, forme au moins quatre acides distincts, que M. Dulong a désignés, dans l'analyse qu'il en a faite, savoir : le premier ou le moins oxigéné, par le nom d'*acide hypo-phosphoreux;* le second, par celui d'*acide phosphoreux;* le troisième, par celui d'*acide phosphatique;* et le quatrième, par celui d'*acide phosphorique.* D'après lui, sur 100 de phosphore, l'acide hypo-phosphoreux contient 37,44 d'oxigène, l'acide phosphoreux, 74,88 ; l'acide phosphatique, 112,32 ; l'acide phosphorique, 124,80. (*Mém. d'Arcueil,* t. III.)

De l'Acide phosphorique.

348. *Propriétés.* — Cet acide, découvert par Margraff, a été examiné principalement par Lavoisier, Thomson, Rose, Berthollet, Davy, Berzelius, Dulong.

Solide, très-sapide, inodore, sans couleur, il rougit fortement la teinture de tournesol ; sa pesanteur spécifique est inconnue : l'on sait seulement qu'elle est plus grande que celle de l'eau.

Exposé au feu, l'acide phosphorique commence à se ramollir bien au-dessous de la chaleur rouge ; à ce degré de chaleur il est en fusion parfaite, et donne lieu à un verre blanc et transparent; à un degré de chaleur beaucoup plus élevé, il se vaporise. C'est dans un creuset de platine qu'il

faut fondre l'acide phosphorique. On ne doit jamais en opérer la fusion dans des vases de terre ou de verre; il les attaque et les troue promptement; il agit même d'une manière sensible sur l'argent avec le contact de l'air : il se produit alors une petite quantité de phosphate.

349. Soumis à l'action de la pile, de la même manière que l'acide borique, l'acide phosphorique vitrifié et légèrement humecté se décompose; l'oxigène se rend au fil positif, et le phosphore au fil négatif.

350. L'acide phosphorique n'a d'action, à aucune température, ni sur le gaz oxigène ni sur l'air; il s'empare seulement avec énergie, à la température ordinaire, ou à une température inférieure, de toute l'eau que ces gaz peuvent contenir. Cet effet a lieu promptement, surtout avec l'acide phosphorique très-divisé ou floconneux, que l'on obtient en brûlant le phosphore sur le mercure (356, 1er procédé). A peine est-il en contact avec l'air, que tous les flocons se résolvent en autant de petites gouttelettes.

351. *Acide phosphorique et Combustibles simples non métalliques.* — On n'a examiné que l'action de deux de ces corps sur l'acide phosphorique, celles du carbone et de l'azote. Celui-ci n'altère en aucune manière l'acide phosphorique à une température quelconque. Le carbone le décompose à une température élevée; il en résulte du gaz acide carbonique ou du gaz oxide de carbone et du phosphore : c'est sur cette décomposition qu'est fondé l'art de se procurer le phosphore (*Phosphate de chaux*, 787 *bis*); elle s'opère de la manière suivante : on prend une partie d'acide phosphorique récemment fondu, et on le pulvérise avec 3 parties de charbon dans un mortier de porcelaine ou de laiton. La pulvérisation doit se faire promptement, pour que l'acide attire le moins possible l'humidité de l'air et ne devienne pas visqueux. On introduit le mélange dans une petite cornue de grès; on place cette cornue dans un

fourneau à réverbère; on adapte à son col une allonge dont le bec plonge de quelques lignes dans l'eau d'un récipient tubulé; un tube recourbé et à boule part de la tubulure du récipient, et va s'engager sous des flacons pleins d'eau. Les jointures étant bien lutées, on chauffe peu à peu la cornue, et on la porte jusqu'au rouge presque blanc, en surmontant le dôme du fourneau d'un tuyau d'environ 1 mètre de hauteur. Bientôt l'acide est décomposé; les gaz se rendent dans les flacons pleins d'eau, et le phosphore se sublime et se condense, soit dans l'allonge, soit dans le récipient. L'opération est terminée quand le dégagement du gaz cesse et que la température est très-élevée. Nous devons faire observer que l'acide phosphorique contenant presque toujours de l'eau, cette eau elle-même est décomposée dans l'opération par le charbon, et produit tout à la fois de l'hydrogène carboné, de l'hydrogène phosphoré, et de l'oxide de carbone, ou de l'acide carbonique, qui sont tous gazeux.

Il est probable qu'à une haute température, l'hydrogène et le bore décomposeraient l'acide phosphorique : sans doute que le soufre ne le décomposerait point, puisque le phosphore décompose l'acide sulfurique.

352. *Acide phosphorique et Métaux.* — Le potassium et le sodium ont tous deux la propriété de décomposer l'acide phosphorique à l'aide de la chaleur : les produits varient en raison de la quantité des matières qu'on emploie. Si le potassium ou le sodium est en excès, on obtiendra de l'oxide métallique phosphoré, c'est-à-dire, une combinaison d'oxide de potassium ou de sodium et de phosphore. Si, au contraire, c'est l'acide phosphorique qui prédomine, on obtiendra un phosphate de protoxide, et de l'oxide de phosphore, ou même du phosphore. On voit donc que, dans le premier cas, tout l'oxigène de l'acide sera absorbé par le métal, et que l'oxide qui en résultera

se combinera avec le phosphore devenu libre; tandis que, dans le second, à mesure que le métal passera à l'état de protoxide par une partie d'acide décomposé, il se combinera avec une autre partie d'acide qui ne le sera pas.

Tels sont les phénomènes qui se présentent lorsque l'acide phosphorique ne contient point d'eau; mais lorsqu'il en contient, cette eau est elle-même décomposée par le potassium ou le sodium; son oxigène se combine avec ces métaux, et son hydrogène se combine avec le phosphore de l'acide phosphorique dégagé pendant l'opération. Ces phénomènes peuvent se vérifier en traitant l'acide phosphorique par le potassium dans un petit tube de verre, de même que quand il s'agit d'extraire le bore de l'acide borique (330). L'oxide phosphoré ou le phosphate formé reste dans le tube; les gaz s'en dégagent avec le phosphore.

353. Parmi les autres métaux, il n'y a que ceux de la troisième section, et quelques-uns de ceux de la quatrième, qui sont capables de décomposer l'acide phosphorique: la décomposition n'a même lieu qu'à la température rouge; il se forme alors un phosphate et un phosphure. Si la température était moins élevée, et si le mélange avait le contact de l'air, il se formerait seulement un phosphate: dans ce cas, l'air seul oxiderait le métal.

354. *Acide phosphorique et Composés combustibles.* — On ne connaît précisément l'action d'aucun de ces composés sur l'acide phosphorique: il n'est donc possible de faire à cet égard que des conjectures fondées sur ce que nous avons dit précédemment de l'action qu'exercent leurs élémens sur cet acide.

354 *bis. Acide phosphorique et Eau.* — L'acide phosphorique est très-soluble dans l'eau, et forme en s'y dissolvant un acide liquide, dont les propriétés seront examinées par la suite (665). Son affinité pour elle est si grande que, même au degré de la chaleur rouge, d'après les ex-

périences de M. Berthollet, il en retient une grande quantité. (*Recherches sur les lois de l'Affinité*, troisième suite, pag 113.) M. Dulong l'estime à 20,6 pour 100 d'acide phosphorique sec. (*Mémoires d'Arcueil*, t. III, p. 445.)

355. *Etat.* — L'acide phosphorique n'a point encore été trouvé libre; il se rencontre combiné fréquemment avec la chaux, assez souvent avec l'oxide de plomb, l'oxide de fer, quelquefois avec la potasse, la soude, la magnésie, l'ammoniaque. Les os des animaux contiennent presque les deux cinquièmes de leur poids de phosphate calcaire (781).

356. *Préparation.* — Cet acide peut être obtenu, soit en brûlant le phosphore dans l'air, soit en le brûlant par l'acide nitrique, soit en décomposant le phosphate d'ammoniaque par le feu, enfin soit en décomposant le phosphate de baryte par l'acide sulfurique.

Premier procédé. Mettez dans une soucoupe une petite coupelle contenant quelques grammes de phosphore; placez la soucoupe sur un bain de mercure; enflammez le phosphore avec une allumette, et recouvrez le tout d'une grande cloche pleine d'air : l'acide phosphorique se formera en très-peu de temps, et se déposera en flocons blancs et très-légers sur la capsule et les parois de la cloche, si les vases sont bien secs et si l'air ne contient que très-peu de vapeur. Ces conditions seront faciles à remplir en essuyant bien les vases et le phosphore avec du papier joseph, et en tenant un morceau de chaux vive sous la cloche pendant quelque temps et jusqu'à ce qu'on fasse l'expérience. L'acide ainsi obtenu produit avec l'eau beaucoup de chaleur, et un bruit semblable à celui d'un fer incandescent qu'on plonge dans ce liquide.

Deuxième procédé. — On introduit une certaine quantité de phosphore dans une cornue de verre, par exemple, 30 grammes, et on y ajoute 200 grammes d'acide nitrique à 20° de l'aréomètre de Baumé; on place cette cornue sur

un fourneau ordinaire au moyen d'une grille en gros fil de fer, et on adapte à son col un matras tubulé. L'appareil ainsi disposé, on met quelques charbons sous la cornue; bientôt l'acide nitrique se trouve décomposé, cède une portion de son oxigène, ou même tout son oxigène au phosphore, d'où résultent de l'acide phosphorique qui reste dans la cornue, et de l'oxide d'azote, ou de l'azote qui se dégage à l'état de gaz, en produisant une effervescence plus ou moins considérable. Cette effervescence sert de guide dans la manière dont le feu doit être dirigé : lorsqu'elle est très-faible, on doit augmenter la température, et la diminuer dans le cas contraire. En supposant que la quantité d'acide prescrite ne suffise point pour brûler tout le phosphore, il faut en ajouter une nouvelle portion dans la cornue, ou plutôt cohober, c'est-à-dire, y remettre le liquide distillé qui contient beaucoup d'acide non décomposé. Tout le phosphore étant brûlé, ce qui a lieu lorsqu'il est entièrement dissous, on continue la distillation jusqu'à ce que la liqueur soit presqu'en consistance sirupeuse; alors on la verse dans un creuset de platine que l'on porte peu à peu au rouge-brun, et qu'ensuite on laisse refroidir jusqu'à ce que l'acide devienne visqueux, puis on le verse dans un flacon très-chaud bouché à l'émeri.

Troisième procédé. —Vous mettrez du phosphate d'ammoniaque en poudre dans un creuset de platine; vous le chaufferez peu à peu jusqu'au rouge : l'ammoniaque se dégagera sous forme de gaz; l'acide restera au contraire sous forme d'un liquide que vous verserez dans un flacon bouché à l'émeri, comme nous venons de le dire. L'acide ainsi préparé retient toujours un peu d'alcali, d'après M. Dulong, même après avoir été exposé pendant long-temps à l'action du feu. Il ne faudrait pas, d'ailleurs, pour rendre la décomposition complète, élever la température jusqu'au rouge-blanc; le creuset serait attaqué et troué par une cer-

taine quantité de phosphore qui proviendrait sans doute d'une partie d'acide dont l'oxigène se serait uni à l'hydrogène de l'ammoniaque ou *hydrogène azoté*.

Quatrième procédé. — Il faut commencer par se procurer du phosphate de baryte, et c'est à quoi l'on parvient en versant une dissolution de phosphate d'ammoniaque dans une dissolution de nitrate de baryte. Le phosphate de baryte se précipite aussitôt que les deux sels sont en contact; on le lave à grande eau; et, lorsque les lavages sont terminés, on le dissout dans l'acide nitrique très-faible, puis l'on ajoute peu à peu à la liqueur de l'acide sulfurique faible lui-même. Par ce moyen, l'on forme un sulfate de baryte qui, étant insoluble, ne tarde point à se déposer. Il faut ajouter assez d'acide sulfurique pour s'emparer de toute la baryte, mais il ne faut pas en mettre un excès; il faut en verser enfin une quantité telle que la liqueur ne se trouble plus, ni par cet acide, ni par le nitrate de baryte : alors elle ne contiendra plus que de l'acide phosphorique, de l'eau et de l'acide nitrique; et par conséquent, en la faisant évaporer comme dans le deuxième procédé, l'on obtiendra l'acide phosphorique pour résidu.

De ces quatre procédés, il n'en est qu'un, c'est le premier, qui donne de l'acide phosphorique sec. L'acide phosphorique fourni par les autres contient toujours plus ou moins d'eau (354 *bis* (*a*)). Les plus économiques sont les deux derniers.

357. *Composition.* — Les chimistes ont singulièrement varié dans les quantités d'oxigène et de phosphore dont ils ont cru l'acide phosphorique formé. L'on en jugera par le tableau suivant.

(*a*) Il serait possible cependant que l'acide phosphorique que l'on retire du phosphate d'ammoniaque fût sec comme celui du premier procédé.

L'acide phosphorique est composé de :

Phosphore.	Oxigène.	
100..........	154,00.....	Lavoisier (*a*).
100..........	163,40.....	Thomson, 1er travail (*b*).
100..........	114,00.....	Rose (*c*).
100..........	119,39.....	Berzelius, 1er travail (*d*).
100..........	153,00.....	Davy (*e*).
100..........	121,28.....	Thomson, 2e travail (*f*).
100..........	124,80.....	Dulong (*g*).
100..........	127,61.....	Berzelius, 2e travail (*h*).
100..........	132,76.....	Davy, 2e travail (*i*).

Parmi ces analyses, celles qui nous paraissent mériter le plus de confiance sont les trois dernières.

Usages. — L'acide phosphorique est sans usages ; ou du moins l'on s'en sert au plus pour attaquer les pierres gemmes qui contiennent de la potasse et de la soude.

De l'Acide phosphatique.

358. *Propriétés.* — L'acide phosphatique, tel qu'on l'a obtenu jusqu'ici, est un liquide visqueux, sans couleur, doué d'une légère odeur de phosphore, très-sapide, rougissant fortement la teinture de tournesol, plus pesant que l'eau dans un rapport qui n'est point déterminé. Tout nous porte à croire que l'acide phosphatique serait solide s'il était possible de le priver d'eau.

(*a*) *Élémens de Chimie*, tome I, page 60.
(*b*) *Système de Chimie*, tome III, page 47.
(*c*) *Journal* (allemand) *de Chimie et de Physique*, tome II, page 318.
(*d*) *Annales de Chimie*, tome LXXX, page 7.
(*e*) *Transactions philosophiques* pour 1812, page 406
(*f*) *Annales de Philosophie* (rédigées par l'auteur), avril 1816.
(*g*) *Mémoires d'Arcueil*, tome III, page 439.
(*h*) *Annales de Chimie et de Physique*, t. II, p. 217, et t. X, p. 278.
(*i*) *Annales de Chimie et de Physique*, tome X, page 207.

358 *bis.* Lorsqu'on expose l'acide phosphatique à l'action de la chaleur, il passe à l'état d'acide phosphorique en produisant du gaz hydrogène phosphoré. On ne peut se rendre compte de ce résultat qu'en admettant qu'une portion de l'eau contenue dans l'acide phosphatique est décomposée, et que ses deux élémens se combinent, savoir : l'oxigène avec l'acide phosphatique, et l'hydrogène avec une partie du phosphore de cet acide; qu'ainsi tous deux contribuent à la transformation de l'acide phosphatique en acide phosphorique, le premier, en augmentant la quantité du principe comburant, et le second, en diminuant la quantité du principe combustible. Prenez une petite cornue de verre tubulée; versez-y la moitié de son volume d'acide par la tubulure, à l'aide d'un entonnoir; bouchez cette tubulure avec un bouchon; adaptez au col de la cornue un tube recourbé propre à recueillir les gaz; placez la cornue sur un fourneau, et chauffez-la peu à peu jusqu'à environ 200° : d'abord il se vaporisera un peu d'eau, et l'acide deviendra visqueux; bientôt ensuite l'hydrogène phosphoré se dégagera; et quand il cessera de s'en produire, le résidu ne sera plus que de l'acide phosphorique en consistance très-épaisse. Le fond de la cornue est sensiblement attaqué.

Si au lieu de chauffer l'acide phosphatique dans des vases fermés, comme on vient de le dire, on le chauffe avec le contact de l'air, par exemple, dans une fiole ou dans un petit matras dont le col soit court et étroit, il se produit à l'extrémité du vase une inflammation due sans doute à la combinaison de l'oxigène de l'air avec l'hydrogène phosphoré : cette inflammation est accompagnée d'une odeur d'ail. L'acide phosphatique est le seul acide qui, avec les acides phosphoreux et hypo-phosphoreux, présente ce caractère.

L'acide phosphatique, soumis à l'action de la pile, se décomposerait sans doute comme l'acide phosphorique.

Cet acide n'a d'action ni sur le gaz oxigène ni sur l'air atmosphérique à la température ordinaire; il n'absorbe à cette température que l'humidité que ces gaz peuvent contenir.

359. *Acide phosphatique et Corps combustibles.* — L'acide phosphatique se comporte sensiblement de la même manière que l'acide phosphorique avec les divers corps combustibles; nous ajouterons seulement que comme cet acide, le plus concentré, contient toujours une petite quantité d'eau, celle-ci est toujours décomposée en même temps que lui : c'est ce qui arrive quand on traite l'acide phosphatique par le charbon, le potassium ou le sodium, le fer, le zinc, à une haute température.

Acide phosphatique et Eau. — L'acide phosphatique se combine en toutes proportions avec l'eau, et produit, en s'y unissant, un faible dégagement de calorique. (*Voy.* les propriétés de cet acide, 666.)

359 *bis. Etat naturel*, *Préparation.* — L'acide phosphatique n'a point encore été trouvé dans la nature. On l'obtient toujours en faisant brûler lentement des cylindres de phosphore dans l'air. Mais il faut, 1°. que l'air se renouvelle pour l'entretien de la combustion; 2°. qu'il soit humide, car s'il était sec, l'acide phosphatique formerait une couche autour du phosphore, et la combustion s'arrêterait; 3°. que les différens cylindres de phosphore soient isolés, afin que leur température ne s'élève pas trop, qu'ils ne fondent pas, et qu'il n'en résulte pas une combustion vive dont le produit est toujours de l'acide phosphorique; 4°. que l'acide, à mesure qu'il se forme, soit recueilli dans un vase de manière à en perdre le moins possible. On satisfait à toutes ces conditions de la manière suivante : on prend des tubes de verre dont l'une des extrémités est effilée à la lampe; on introduit dans chacun de ces tubes un cylindre de phosphore un peu moins long que le tube; on

en dispose, les uns à côté des autres, 30 à 40, dans un entonnoir, dont on reçoit le bec dans un flacon placé sur une assiette couverte d'eau ; l'on recouvre le flacon et l'entonnoir d'une cloche de verre plongeant dans l'eau de l'assiette, et percée de deux trous à sa partie supérieure et latérale.

Le phosphore se vaporise d'abord ; ensuite il se combine avec l'oxigène et l'eau de l'air, et donne lieu à de l'acide phosphatique qui se rassemble en gouttelettes à l'extrémité de chaque tube, tombe dans le bec de l'entonnoir, et de là dans le flacon. Cependant on trouve un peu d'acide phosphatique sur les parois du flacon et dans l'eau de l'assiette.

Dans cet état, l'acide phosphatique est très-étendu d'eau. On le réduit en consistance visqueuse en le chauffant doucement, et mieux encore, en le mettant, à la température ordinaire, dans une capsule, à côté d'une autre capsule pleine d'acide sulfurique concentré, sous un récipient où l'on fait le vide à quelques millimètres près. (*Voyez* ce qui a été dit à cet égard, 62). La combustion du phosphore dans l'air étant très-lente, il s'ensuit que, pour obtenir une quantité un peu remarquable d'acide phosphatique, il faut beaucoup de temps. Ce n'est souvent qu'au bout de deux mois qu'un cylindre de phosphore de 2 à 3 grammes est entièrement brûlé.

360. *Composition.* — En déterminant la quantité de gaz oxigène nécessaire pour brûler lentement une certaine quantité de phosphore, j'ai trouvé que l'acide phosphatique devait être formé de 100 de phosphore et de 110,39 d'oxigène. Voici comment l'expérience peut être faite : on remplit une éprouvette de mercure, et l'on y fait passer d'abord environ le tiers de ce qu'elle peut contenir d'air, en tenant compte de la température et de la pression ; puis un cylindre de phosphore bien desséché qu'on soutient par un tube de verre élargi en forme de capsule à sa partie su-

périeure, et étranglé un peu au-dessous; ensuite on y introduit une couche d'eau d'environ 4 millimètres d'épaisseur, et à-peu-près autant de gaz oxigène que d'air. Lorsque l'oxigène qu'on a ajouté est sensiblement absorbé, l'on en introduit une nouvelle quantité, et l'on voit de jour en jour le cylindre de phosphore diminuer. Il faut bien prendre garde de ne pas laisser tomber le phosphore de dessus le tube, car il s'enflammerait probablement. L'expérience étant terminée, ce qui a lieu au bout de quinze à dix-huit jours en n'opérant que sur 1 gramme et demi de phosphore, on mesure le résidu gazeux, et on en fait l'analyse, au moyen de l'hydrogène, dans l'eudiomètre de Volta. Cela fait, on a tout ce qu'il faut pour connaître la proportion des principes constituans de l'acide phosphatique. En effet, on a le poids du phosphore brûlé, et on a aussi celui du gaz oxigène absorbé dans cette combustion, puisque celui-ci n'est que la différence qui existe entre toute la quantité d'oxigène qu'on emploie et la quantité d'oxigène que contient le résidu, et que ces deux quantités sont connues. M. Dulong, par un procédé tout-à-fait différent de celui que nous venons d'exposer, est parvenu à-peu-près aux mêmes résultats : au lieu de 110,39 d'oxigène, il a trouvé 109. Ce procédé consiste à transformer une quantité indéterminée d'acide phosphatique en acide phosphorique par le chlore, et à déterminer avec précision, 1°. la quantité de chlore employé ; 2°. la quantité d'acide phosphorique produit. Ces données suffisent; car, supposons que l'acide produit soit de 224,8^{parties} : comme 100 de phosphore absorbent 124,8 d'oxigène pour devenir acide phosphorique, 100 de phosphore, pour devenir acide phosphatique, en absorberont 124,8, moins ce qui proviendra de la décomposition de l'eau par le chlore. Mais il est toujours possible de connaître cette dernière quantité, puisqu'un volume de chlore ab-

sorbe 1 volume d'hydrogène et qu'il correspond à $\frac{1}{2}$ volume d'oxigène : donc, etc.

En s'occupant de cet acide, M. Dulong a eu, d'ailleurs, l'occasion de faire une remarque importante : c'est que ce corps se transformant en acide phosphoreux et en acide phosphorique dans son contact avec toutes les bases salifiables, il serait possible qu'il ne fût lui-même qu'un composé de ces deux acides.

L'acide phosphatique est sans usages. M. Sage est un des premiers chimistes qui en observèrent la formation ; mais ce fut Lavoisier qui le distingua de l'acide phosphorique, et qui prouva qu'il contenait moins d'oxigène que cet acide.

De l'Acide phosphoreux.

361. C'est à M. Davy que la découverte de cet acide est due ; il la fit en examinant l'action de l'eau sur le protochlorure de phosphore : l'eau est décomposée par ce chlorure; son hydrogène s'unit au chlore, et son oxigène au phosphore ; il se forme ainsi de l'acide hydro-chlorique et de l'acide phosphoreux; par une évaporation convenablement ménagée, l'eau se dégage, et par le refroidissement l'acide phosphoreux cristallise.

Cet acide est incolore, très-sapide, sans odeur ; il rougit fortement le tournesol, se décompose par la chaleur en donnant les mêmes produits que l'acide hypo-phosphoreux, enlève aussi comme lui l'oxigène à plusieurs corps brûlés, et forme avec les bases des sels plus ou moins solubles dans l'eau.

La solubilité des phosphites est, en général, beaucoup moindre que celle des hypo-phosphites. Le phosphite de potasse est, à la vérité, très-déliquescent, incristallisable, mais insoluble dans l'alcool. Le phosphite de soude, dont les cristaux sont des rhomboïdes voisins du cube, est aussi très-soluble dans l'eau : il en est de même de celui d'am-

moniaque; mais tous les autres ne sont que peu solubles. Toutefois ceux de baryte, de strontiane et de chaux cristallisent par évaporation spontanée : ils se décomposent, au contraire, lorsque l'on concentre leurs dissolutions par la chaleur; il en résulte un dépôt de petits cristaux nacrés, semblables à l'acétate de mercure, et une liqueur qui ne cristallise plus que très-difficilement. Or, comme ces cristaux sont avec excès de base et que la liqueur est acide, il s'ensuit qu'il existe des sur-phosphites, des sous-phosphites, et des phosphites neutres (Dulong).

Les phénomènes que présente la calcination des phosphites sont à-peu-près les mêmes que ceux dont nous allons parler en traitant des hypo-phosphites.

Composition. — Puisque le proto-chlorure de phosphore et l'eau agissent tellement l'un sur l'autre qu'en se décomposant réciproquement ils produisent, par la réaction de leurs élémens, de l'acide hydro-chlorique et de l'acide phosphoreux, il est évident que, de la quantité de chlore contenu dans l'acide hydro-chlorique, l'on peut conclure la quantité d'oxigène de l'acide phosphoreux, par la raison toute simple qu'un volume de chlore absorbe un volume d'hydrogène pour passer à l'état d'acide hydrochlorique, et qu'un volume d'hydrogène, pour faire de l'eau, s'unit à un demi-volume d'oxigène. C'est en effet d'après ces considérations que MM. Dulong, Berzelius et Davy ont fait l'analyse de l'acide phosphoreux; mais leurs résultats diffèrent, parce qu'ils n'admettent point les mêmes proportions de phosphore et de chlore dans le proto-chlorure de phosphore (187). L'acide serait formé de 100 de phosphore et de 74,88 d'oxigène, d'après M. Dulong; de 100 de phosphore et 76,92 d'oxigène, d'après M. Berzelius; et de 100 de phosphore et seulement de 66,38 d'oxigène, d'après M. Davy, (*Mém. d'Arcueil*, tom. III; *et Ann. de Chim. et de Phys.*, tom. II, pag. 225; tom. X, pag. 211 et 276.)

De l'Acide hypo-phosphoreux.

362. Cet acide, qui n'existe point dans la nature, et qui a été découvert par M. Dulong, en 1816, se forme toutes les fois qu'on délaye un phosphure alcalin dans l'eau : celle-ci se décompose, et de là résultent de l'acide hypo-phosphoreux, de l'acide phosphorique et de l'hydrogène phosphoré. Or, lorsqu'on emploie du phosphure de baryte, l'hypo-phosphite reste seul en dissolution, et la baryte peut en être facilement précipitée toute entière par une addition convenable d'acide sulfurique : il est donc possible d'obtenir ainsi l'acide hypo-phosphoreux pur : il suffit pour cela d'étendre l'acide sulfurique d'eau, et d'en verser peu à peu dans l'hypo-phosphite filtré jusqu'à ce que la liqueur ne se trouble plus, ni par une nouvelle quantité d'acide sulfurique, ni par un sel de baryte. Ce point étant atteint et la liqueur étant filtrée de nouveau, il n'y reste absolument que de l'acide hypo-phosphoreux. Cet acide peut être réduit par la chaleur en un liquide visqueux; mais on ne saurait le dessécher sans en opérer la décomposition : c'est pourquoi il ne faut pas le chauffer trop. Il est bon de terminer l'évaporation à la température ordinaire, en mettant l'acide dans une capsule, à côté d'une autre capsule pleine d'acide sulfurique concentré, sous un récipient où l'on fait le vide.

L'acide hypo-phosphoreux est liquide, très-sapide, incristallisable; il rougit fortement le tournesol; sa pesanteur spécifique est inconnue. Soumis à l'action du feu dans une cornue de verre, il ne tarde point à se décomposer : du gaz hydrogène phosphoré, du phosphore et de l'acide phosphorique sont les produits de cette décomposition.

L'eau le dissout en toutes proportions; il agit sur divers corps brûlés comme un désoxidant très-énergique.

Cependant il a la propriété de s'unir à un grand nombre de bases salifiables, et de former des sels qui possèdent des propriétés particulières. Ces sels sont remarquables par leur extrême solubilité ; il n'y en a aucun d'insoluble ; ceux de baryte et de strontiane ne cristallisent même que très-difficilement ; ceux de potasse, de soude, d'ammoniaque sont solubles en toutes proportions dans l'alcool très-rectifié ; celui de potasse est beaucoup plus déliquescent que l'hydro-chlorate de chaux ; ils absorbent lentement l'oxigène de l'aïr, et deviennent acides ; ils se décomposent par l'action de la chaleur en donnant les mêmes produits que l'acide hypophosphoreux.

L'acide hypo-phosphoreux est formé, d'après M. Dulong, de 100 de phosphore et de 37,44 d'oxigène : il est parvenu à ce résultat en transformant une quantité indéterminée de cet acide en acide phosphorique, et déterminant, 1°. la quantité de chlore employé ; 2°. la quantité d'acide phosphorique produit ; 3°. la proportion des principes constituans de celui-ci. (360). (*Mém. d'Arcueil,* t. III, pag. 415.) Suivant M. Davy, au lieu de 37,44 d'oxigène, l'acide hypo-phosphoreux n'en contiendrait que 33,19. (*Ann. de Chimie et de Physique*, t. x, pag. 215.)

Des Acides de l'Azote.

Ces acides sont au nombre de trois : l'acide nitrique, l'acide nitreux, et l'acide per-nitreux ou hypo-nitreux.

De l'Acide nitrique.

Historique. — Découvert vers l'an 1225 par Raimond-Lulle, en distillant un mélange de nitrate de potasse et d'argile ; décomposé en 1784 par Cavendish, qui nous fit connaître ses principes constituans ; analysé et étudié par beaucoup de chimistes, particulièrement par M. Davy

(*Ann. de Chimie*, tom. XLII et suiv.; *Elémens de Chimie philosophique*, tom. I), par M. Dalton (*Nouveau Système de Chimie*), par M. Gay-Lussac (*Mém. d'Arcueil*, tom. II; et *Ann. de Chimie et de Physique*, t. I, p. 394), l'acide nitrique est aujourd'hui l'un des corps dont les propriétés sont le mieux connues. On l'appelait autrefois *esprit de nitre*: on devrait le connaître maintenant sous le nom d'*acide azotique*, puisqu'il est formé d'azote et d'oxigène. Mais les auteurs de la nouvelle nomenclature, s'écartant mal-à-propos des règles qu'ils s'étaient prescrites, se déterminèrent, à l'époque de la réformation du langage chimique, à dériver son nom de celui qu'il portait alors. C'est ce même acide qui, étendu d'eau, constitue l'*eau-forte* du commerce.

363. *Propriétés.* — Cet acide est liquide, blanc, odorant, très-sapide et corrosif. Il désorganise presque subitement la peau et la tache en jaune : c'est donc un des plus violens poisons que l'on connaisse. Une seule goutte suffit pour rougir une grande quantité de teinture de tournesol. L'on n'a point encore pu l'obtenir privé d'eau: la pesanteur spécifique de celui qui en contient le moins est de 1,554, d'après Kirwann; de 1,510 à 18°, selon M. Gay-Lussac : je l'ai trouvée de 1,513. Cette eau est nécessaire à son existence.

364. Soumis à l'action du feu dans une cornue de verre, il se dilate, entre en ébullition vers 86°, sous la pression de $0^{m}.76$, et se condense ensuite, coloré légèrement en jaune par un peu d'acide nitreux qui se produit; mais lorsqu'on l'expose à une chaleur rouge, il se décompose tout-à-coup, et se transforme en acide nitreux et en oxigène. En effet, disposez un tube de porcelaine ou de verre luté à travers un fourneau, comme on le voit pl. XIII, fig. 6; adaptez à l'une de ses extrémités une petite cornue de verre contenant de l'acide nitrique, et à son autre ex-

trémité un petit tube de verre qui plonge dans un flacon vide à deux tubulures; faites partir d'ailleurs de la seconde tubulure de celui-ci un autre petit tube de verre recourbé qui s'engage sous des flacons pleins d'eau. L'appareil étant ainsi disposé, portez au rouge le tube qui traverse le fourneau ; puis mettez du feu sous la cornue et faites bouillir l'acide; tout-à-coup le flacon se remplira de vapeurs rouges, produites par l'acide nitreux, et bientôt il se rassemblera une certaine quantité de gaz oxigène dans la cloche : cependant l'on n'obtiendra point, à beaucoup près, tout le gaz oxigène séparé de l'acide nitrique dans le tube, parce qu'au moyen de l'eau, ce gaz a la propriété de se combiner avec l'acide nitreux. Pour l'obtenir tout entier, il faudrait, au lieu de laisser le flacon tubulé vide, y mettre de l'acide nitrique concentré, qui dissoudrait le gaz acide nitreux et l'empêcherait d'agir sur l'oxigène.

Exposé, dans un petit matras ou une fiole, à un froid de 50°, il se prend en une masse de la consistance du beurre. (*Voyez* le moyen de produire ce froid, 62.)

La lumière solaire agit sur l'acide nitrique comme la chaleur rouge ; elle le transforme en gaz oxigène qui se dégage, et en acide nitreux qui reste en partie dissous dans l'acide nitrique non décomposé, et le colore en brun. La décomposition n'est point totale, et la raison en est très-simple : c'est que cette décomposition ne peut s'effectuer qu'autant que l'acide est concentré, et qu'à mesure qu'une portion de cet acide se décompose, cette portion cède l'eau qu'elle contenait à l'autre, qui, s'affaiblissant de plus en plus, devient bientôt indécomposable : aussi l'acide nitrique étendu d'eau n'éprouve-t-il aucune altération de la part de la lumière ; il n'y a, d'après M. Gay-Lussac, que l'acide nitrique assez concentré pour devenir jaune en se combinant avec le deutoxide d'azote qui puisse être décomposé par ce fluide ; celui que le deutoxide rend vert,

et dont la densité est à-peu-près de 1,3235, ne subit aucun changement.

365. L'acide nitrique n'a d'action ni sur le gaz oxigène ni sur l'air. Lorsque ces gaz sont humides, il y répand seulement des vapeurs blanches dues à la combinaison liquide qui se forme entre la vapeur acide et la vapeur aqueuse. Ce phénomène dépend évidemment de ce que l'acide concentré a plus de tension que celui qui est affaibli.

366. *Acide nitrique et Corps combustibles.* — L'acide nitrique est décomposé par un grand nombre de corps combustibles, même à la température ordinaire; ces corps lui enlèvent une certaine quantité d'oxigène et le font passer à l'état d'acide nitreux, ou de deutoxide d'azote, ou de protoxide d'azote, ou bien d'azote. En général, ils lui en enlèvent d'autant plus qu'ils sont plus combustibles et que la température est plus élevée. L'on conçoit, d'après cela, qu'un corps qui, à la température ordinaire, n'enlèvera pas tout l'oxigène à l'acide nitrique, pourra l'enlever tout entier à une haute température. Ces décompositions se font avec dégagement de calorique, sans dégagement de lumière.

367. *Acide nitrique et Combustibles simples non métalliques.* — Tous ces corps, excepté l'azote, le chlore et l'iode, sont capables de décomposer l'acide nitrique.

L'hydrogène ne le décompose qu'à l'aide de la chaleur, et donne lieu, s'il est en excès, à de l'eau et à du gaz azote, et, dans le cas contraire, à de l'eau et à du deutoxide ou du protoxide d'azote. L'appareil que l'on emploie est le même que pour décomposer l'acide sulfurique par l'hydrogène (409) : l'opération demande à être conduite avec ménagement; autrement il pourrait y avoir détonnation.

L'acide nitrique agit sur le bore avec une grande force,

même à la température ordinaire : de là, de l'acide borique et du gaz oxide d'azote ou de l'azote. Que l'on mette du bore dans une fiole et que l'on y adapte deux tubes, l'un recourbé qui s'engage sous des flacons pleins d'eau, l'autre à trois branches parallèles; que l'on verse par celui-ci l'acide nitrique peu à peu, et bientôt la réaction aura lieu, surtout à l'aide d'un peu de chaleur : l'acide borique restera dans la liqueur, d'où il pourra être extrait par l'évaporation, tandis que l'oxide d'azote ou l'azote se dégagera à l'état de gaz.

L'action de l'acide nitrique sur le charbon est aussi vive que celle qu'il exerce sur le bore : du gaz acide carbonique et des oxides d'azote ou du gaz azote en sont le produit.

L'acide nitrique attaque plus vivement encore le phosphore que le charbon et le bore; cet effet est dû à ce que le phosphore en fondant perd sa cohésion, au lieu que les deux autres corps, restant solides, en ont une très-grande qui s'oppose à leur combustion : il en résulte de l'acide phosphorique, de l'oxide d'azote ou du gaz azote, et un grand dégagement de chaleur. L'expérience se fait, ainsi que la précédente, de la même manière que celle qui est relative au traitement du bore par l'acide nitrique : l'acide phosphorique reste dans la fiole; les gaz passent dans les flacons pleins d'eau.

Le soufre est moins vivement attaqué par l'acide nitrique que le phosphore, le bore, le carbone : aussi est-il nécessaire d'élever un peu plus la température pour que la décomposition ait lieu; il se forme constamment de l'acide sulfurique et du deutoxide d'azote. L'expérience se fait encore dans l'appareil précédemment décrit : les gaz passent, comme à l'ordinaire, dans les flacons; l'acide sulfurique reste dans la fiole.

A la température ordinaire, le sélénium est presque

sans action sur l'acide nitrique ; il le décompose facilement au contraire à l'aide de la chaleur, et passe à l'état d'acide sélénique qui, par un refroidissement lent, se dépose de la liqueur sous forme de cristaux prismatiques, striés, et semblables à ceux du nitrate de potasse.

368. *Acide nitrique et Métaux.* — L'acide nitrique attaque tous les métaux, excepté le chrôme, le tungstène, le colombium, le cérium, le titane, l'osmium, le rhodium, l'or, le platine et l'iridium. Son action sur ces corps a presque toujours lieu à la température ordinaire. Quelques-uns cependant ne le décomposent qu'à l'aide de la chaleur : ce sont ceux qui ont beaucoup de cohésion ou peu d'affinité pour l'oxigène. Il en résulte ordinairement du gaz oxide d'azote ou du gaz azote et un oxide métallique, qui, le plus souvent, se combine avec l'acide nitrique et se dissout. Quelquefois le métal, au lieu de s'oxider, s'acidifie : alors il ne se combine jamais avec l'acide nitrique. Quelquefois encore, outre ces produits, il se forme du nitrate d'ammoniaque. Enfin, dans quelques circonstances, la nature des gaz qui se dégagent varie dans le cours même de l'opération : c'est ce qui arrive surtout si cette opération se fait à froid. Dans tous les cas, il y a un plus ou moins grand dégagement de calorique. Examinons la cause de ces différens phénomènes.

1°. Il est facile de concevoir comment on obtient du gaz oxide d'azote ou du gaz azote, et un nitrate métallique, en traitant un métal par l'acide nitrique : cet acide se partage en deux parties : l'une est décomposée et cède plus ou moins de son oxigène au métal, tandis que l'autre se combine avec l'oxide métallique formé.

2°. Mais si l'oxide est susceptible d'un grand degré de cohésion, il pourra résister à l'action de l'acide ; alors l'oxide se précipitera et restera libre, quoiqu'en contact avec

une grande quantité d'acide nitrique : c'est ce qui a lieu pour les oxides d'étain, d'antimoine, et même en partie pour l'oxide de fer : l'étain et l'antimoine apparaissent sous forme d'oxides blancs, et le fer sous celle d'oxide rouge.

3°. Il existe au moins cinq métaux acidifiables, qui sont l'arsenic, le chrôme, le molybdène, le tungstène, le colombium. Or, l'acide nitrique retient si faiblement l'oxigène, qu'il en cède assez à l'arsenic et au molybdène pour les acidifier; mais les acides n'ont qu'une faible tendance à s'unir les uns avec les autres : par conséquent, lorsqu'on traitera l'un de ces deux derniers métaux par l'acide nitrique, il sera possible de le transformer en un acide qui restera mêlé avec l'excès d'acide nitrique.

4°. Il y a des métaux qui ont beaucoup d'affinité pour l'oxigène : ceux-là peuvent décomposer complètement l'acide nitrique et en mettre l'azote à nu. Supposons qu'on mette en contact un excès de l'un de ces métaux avec l'acide nitrique, quelles seront les affinités mises en jeu, outre celle qui tend à unir l'oxigène de l'acide nitrique avec le métal, et l'oxide métallique avec l'acide nitrique ? D'une part, l'oxigène de l'eau sera attiré puissamment par le métal; et, d'une autre part, son hydrogène le sera par l'azote et l'acide nitrique; elle sera décomposée, et de là résulteront une nouvelle portion d'oxide métallique et du nitrate d'ammoniaque.

5°. On a vu (366) que la chaleur favorisait singulièrement la décomposition de l'acide nitrique par les corps combustibles. Or, lorsque cet acide réagit sur un métal, il se dégage toujours du calorique, souvent même en très-grande quantité : il suit de là que si l'on met le métal et l'acide en contact à la température ordinaire, d'abord l'action aura lieu à cette température; mais bientôt celle-ci s'élèvera de plus en plus jusqu'à une certaine époque à

laquelle elle restera stationnaire pendant un certain temps, et décroîtra ensuite. Si le métal est capable de décomposer complètement l'acide nitrique à la température ordinaire, les produits ne varieront pas; il ne pourra se dégager que du gaz azote; mais si le métal, à la température ordinaire, ne peut faire passer l'acide nitrique qu'à l'état de deutoxide d'azote, ils varieront nécessairement. Lorsque la température sera suffisamment élevée, on obtiendra du protoxide d'azote, et enfin du gaz azote. En supposant que l'action ne soit point la même dans tous les points de la liqueur, qu'elle soit plus vive dans quelques-uns que dans d'autres, l'on obtiendra aussi, ce qui arrive souvent, des mélanges de ces différens gaz.

6°. La cause pour laquelle il se dégage du calorique en traitant un métal par l'acide nitrique est trop évidente pour qu'il nous soit permis d'y insister : elle tient sans doute à ce que, dans l'oxide ou le nitrate métallique formé, l'oxigène est bien plus condensé que dans l'acide nitrique.

Examinons maintenant l'action de l'acide nitrique sur les métaux considérés d'une manière plus particulière.

369. *Acide nitrique et Métaux alcalins ou de la deuxième section.* — Action subite et extrêmement vive à la température ordinaire; grand dégagement de calorique; ignition du métal, du moins du potassium et du sodium; formation de nitrates solubles, incolores, et facilement cristallisables, ceux de chaux et d'oxide de lithium exceptés.

370. *Acide nitrique et Métaux de la troisième section*, savoir :

1°. *Acide nitrique et Zinc.* — A peine les deux corps sont-ils en contact à la température ordinaire, que l'acide se décompose avec violence; et de là résultent une effervescence considérable due en grande partie à du gaz azote, un grand dégagement de calorique, la dissolution du métal, et la

formation d'un nitrate incolore, et qui ne cristallise que difficilement.

2°. *Acide nitrique et Etain en grenaille.* — Action subite et si forte, même à la température ordinaire, que les anciens chimistes disaient que l'acide nitrique dévorait l'étain; grande effervescence due presque toute entière à du gaz azote; grand dégagement de chaleur; formation de beaucoup de deutoxide d'étain qui se précipite en poudre blanche et pesante, et d'une petite quantité de nitrate d'ammoniaque qui reste dans la liqueur, et que l'on peut obtenir par la filtration et l'évaporation.

3°. *Acide nitrique et Fer en limaille.* Quelquefois, à la température ordinaire, l'action n'est pas instantanée; mais alors, au bout de quelque temps, elle se décide tout-à-coup et devient des plus fortes : en voici un exemple frappant : j'avais mis environ 50 grammes de limaille de fer dans un flacon à deux tubulures, dont l'une recevait un tube recourbé pour le dégagement des gaz, et l'autre un tube droit pour l'introduction de l'acide. Voyant que le fer n'était point attaqué par 20 à 30 grammes d'acide, j'en ajoutai 60 à 80 : trois à quatre minutes après, il se produisit tant de gaz à la fois que le fond du flacon céda, et que la liqueur fut projetée avec explosion du sol au plafond. Dans tous les cas, il se fait toujours un précipité de tritoxide de fer qui est d'un brun rouge, et l'on obtient une liqueur acide de même couleur, dans laquelle se trouve tenus en dissolution plus ou moins de trito-nitrate de fer et un peu de nitrate d'ammoniaque.

4°. *Acide nitrique et Cadmium.* — Décomposition de l'acide, et dissolution très-prompte du métal, même à la température ordinaire.

5°. *Acide nitrique et Manganèse.* — Quoique le manganèse soit un métal très-oxidable, il paraît qu'à cause de sa cohésion, il agit moins sur l'acide nitrique que les mé-

taux précédens à la température ordinaire. Toutefois il se dissout avec effervescence, dégagement de chaleur, et donne lieu à un nitrate incolore.

371. *Acide nitrique et Métaux acidifiables de la quatrième section*; savoir :

1°. *Acide nitrique et Arsenic en poudre.* — L'acide nitrique attaque l'arsenic à froid; il le dissout à chaud et le fait passer d'abord à l'état de deutoxide, qui se précipiterait de la liqueur en cristaux blancs et tétraédriques si on la laissait refroidir; il le transforme ensuite en acide arsenique, corps déliquescent, concret, incristallisable, que l'on ne peut obtenir qu'en évaporant jusqu'à siccité la dissolution, qui est toujours incolore : l'action a lieu avec dégagement de chaleur et production d'abondantes vapeurs rouges.

2°. *Acide nitrique et Molybdène en poudre.* — Le molybdène est attaqué par l'acide nitrique, surtout à chaud, et transformé, avec dégagement de deutoxide d'azote, en acide molybdique, dont la plus grande partie se précipite, pendant l'opération, en poudre grise.

3°. *Acide nitrique et Chrôme, Tungstène, Colombium.* — Action nulle ou presque nulle, soit à froid, soit à chaud.

372. *Acide nitrique et Métaux oxidables de la quatrième section*; savoir :

1°. *Acide nitrique et Antimoine en poudre.* — Mêmes phénomènes qu'entre l'acide nitrique et l'étain, sinon que l'action est moins grande, et qu'au lieu d'azote, il se dégage du deutoxide d'azote qui, par son contact avec l'air, produit d'abondantes vapeurs rouges.

2°. *Acide nitrique et Urane.* — Dissolution assez facile du métal dans l'acide, surtout à chaud; dégagement de deutoxide d'azote; formation d'un nitrate qui colore la liqueur en jaune, et qui cristallise en prismes à six ou à quatre pans.

3°. *Acide nitrique et Cobalt en poudre.* — Dissolution

du métal à la température ordinaire ; dégagement de deutoxide d'azote qui, par le contact de l'air, passe à l'état de vapeur rutilante; élévation de température; formation d'un nitrate qui colore la liqueur en rose, et qui cristallise plus ou moins régulièrement.

4°. *Acide nitrique et Bismuth en poudre.* — Action vive à la température ordinaire ; dégagement de chaleur; grande effervescence due principalement à du deutoxide d'azote, qui forme des vapeurs rutilantes par son contact avec l'air; dissolution du métal, et formation d'un nitrate incolore, cristallisable en prismes d'un assez gros volume.

5°. *Acide nitrique et Cuivre.* — Aussitôt que le contact a lieu, même à la température ordinaire, l'action se manifeste, et de là, dégagement de chaleur, grande effervescence due surtout à du deutoxide d'azote qui produit des vapeurs rutilantes par le contact de l'air ; dissolution du métal, colorée en bleu ou en bleu verdâtre; formation de deuto-nitrate de cuivre, cristallisable en parallélipipèdes.

6°. *Acide nitrique et Tellure.*—Le tellure est facilement dissous par l'acide nitrique. La dissolution, qui a lieu avec chaleur et dégagement de deutoxide d'azote, est incolore, indécomposable par l'eau, et laisse déposer, quand elle est convenablement concentrée, de petits cristaux dendritiques, blancs, légers et aiguillés (Klaproth).

7°. *Acide nitrique et Nickel.* — Le nickel est facilement attaqué par l'acide nitrique. Son action sur cet acide donne lieu à un dégagement de chaleur et de deutoxide d'azote, et à une dissolution verte de nitrate de nickel d'où l'on peut retirer, par évaporation, des cristaux de même couleur.

8°. *Acide nitrique et Plomb.* — Le plomb a peu de cohésion, et cependant il n'est bien attaqué par l'acide nitrique qu'à chaud. Du deutoxide d'azote, de la chaleur, une liqueur incolore tenant du nitrate de plomb en disso-

lution : tels sont les produits que l'on obtient. Le nitrate cristallise facilement en tétraèdres incolores.

9°. *Acide nitrique et Titane , Cérium.* — Action nulle ou preque nulle , soit à froid , soit à chaud.

373. *Acide nitrique et Métaux de la cinquième section;* savoir :

1°. *Acide nitrique et Mercure.* — Peu après que l'acide nitrique est en contact avec le mercure , à la température ordinaire , il se décompose en partie , agit sur le métal , l'oxide et le dissout en donnant lieu à un dégagement de chaleur et de deutoxide d'azote. La dissolution, après s'être colorée en vert par l'absorption de celui-ci , devient incolore , et laisse déposer des cristaux blancs de proto-nitrate et de deuto-nitrate de mercure.

2°. *Acide nitrique et Osmium.* — Action nulle, soit à froid , soit à chaud. L'on prétend cependant que de l'osmium , laissé pendant long-temps en contact avec l'acide nitrique , finit par être attaqué.

373 *bis. Acide nitrique et Métaux de la sixième section;* savoir :

1°. *Acide nitrique et Argent en grenaille.* L'action de l'acide nitrique sur l'argent est à-peu-près la même que celle de cet acide sur le mercure. Le métal s'oxide , se dissout avec dégagement de calorique et de deutoxide d'azote , et la dissolution , qui d'abord est verdâtre , finit par devenir incolore et par laisser déposer des cristaux blancs et lamelleux de nitrate.

2°. *Acide nitrique et Palladium.* — Le palladium n'a que peu d'action sur l'acide nitrique , même à chaud : il finit cependant par s'y dissoudre. La dissolution est d'un rouge obscur , et laisse déposer, par l'évaporation , une matière de même couleur. Son véritable dissolvant est l'acide hydro-chloro-nitrique ou l'*eau régale.*

3°. *Acide nitrique et Rhodium , Or , Platine , Iridium.*

— Action nulle, soit à froid, soit à chaud : ce ne serait qu'autant que l'acide nitrique contiendrait de l'acide nitreux qu'il dissoudrait, à ce que l'on prétend, quelques millièmes de son poids d'or.

374. *Acide nitrique et Composés combustibles non métalliques.* — Presqu'aucun de ces corps ne décompose l'acide nitrique à la température ordinaire ; la plupart, au contraire, le décomposent à l'aide de la chaleur, et il en résulte des produits dont il est facile de prévoir la nature, en raison de l'action que l'acide nitrique exerce sur les élémens de ces corps (367).

375. *Acide nitrique et Composés combustibles mixtes.* — Lorsqu'un combustible mixte contient un ou plusieurs élémens qui peuvent décomposer l'acide nitrique, il est presque toujours capable d'en opérer lui-même la décomposition. Or, comme l'on connaît la nature des produits que chacun de ces élémens peut former, l'on en conclura sans peine la nature de ceux qui proviendront de leurs composés : c'est ce que l'on va voir par les détails dans lesquels nous allons entrer.

376. Aucun hydrure n'a été traité par l'acide nitrique; mais l'on ne saurait mettre en doute que celui de potassium ne soit capable de décomposer cet acide à la température ordinaire; que l'hydrure d'arsenic, l'hydrogène arseniqué et l'hydrogène telluré ne puissent aussi en opérer la décomposition, du moins à l'aide de la chaleur ; que, dans le premier cas, il se formerait probablement de l'eau et du nitrate de protoxide de potassium, et qu'il se dégagerait du gaz azote; que, dans le second, il se formerait de l'eau, de l'acide arsenique, et qu'il y aurait dégagement de gaz azote ou de gaz oxide d'azote, etc.

377. Lorsqu'on traite dans une fiole le borure de fer par l'acide nitrique, on obtient de l'acide borique, du peroxide de fer qui se précipite en partie, et du gaz oxide d'azote

ou du gaz azote. On ne sait point comment se comporte le borure de platine avec l'acide nitrique.

377 *bis.* L'acier et la fonte sont attaqués par l'acide nitrique, surtout à l'aide de la chaleur : il en résulte du tritoxide de fer, du gaz acide carbonique et du gaz oxide d'azote ou du gaz azote; l'oxide de fer reste en partie combiné avec l'acide nitrique dans le vase où se fait l'expérience, et le gaz acide carbonique et l'oxide d'azote ou l'azote se dégagent. Quoique la plombagine soit formée de fer et de charbon, ce n'est qu'à une haute température que ses principes constituans sont brûlés par l'acide nitrique.

378. Tous les métaux attaqués par l'acide nitrique lorsqu'ils sont isolés, le sont presque tous aussi lorsqu'ils sont unis au phosphore ou au soufre, surtout à l'aide d'un peu de chaleur (*a*). De l'acide phosphorique ou sulfurique, un oxide métallique et de l'oxide d'azote ou du gaz azote, sont les produits de cette action, qu'on constate comme celle qu'exerce le soufre sur l'acide nitrique. D'ailleurs, les acides phosphorique et sulfurique s'unissent toujours en tout ou en partie à l'oxide métallique; le premier forme tous sels acides et solubles; le second, quelquefois des sels neutres insolubles qui se précipitent en poudre ou en flocons : tels sont les sulfates de plomb, de barium, et quelques autres. Il arrive quelquefois aussi que le métal brûle avant le soufre : alors une portion de celui-ci est mise en liberté et se dépose.

378 *bis.* Quant aux alliages, ils agissent en général sur l'acide nitrique comme leurs élémens. Cependant M. Vauquelin a observé qu'en faisant bouillir, avec l'acide nitrique, un mélange formé de 12 parties d'argent, 3 d'or et 1

(*a*) Le phosphure de fer ne l'est pas : il ne l'est même que très-difficilement par l'acide hydro-chloro-nitrique.

de platine, on dissolvait, non-seulement l'argent, mais encore le platine. (*Manuel de l'Essayeur.*)

379. L'eau se combine avec l'acide nitrique en toutes proportions et en donnant lieu à un dégagement de calorique. 175 grammes d'eau et 236 grammes d'acide, dont la densité était de 1,489, en dégagent assez, au moment de leur union, pour faire monter le thermomètre de 20° à 48.

L'acide nitrique étendu d'eau est incolore, ne répand aucune fumée dans l'air, et attaque presque tous les corps que l'acide concentré attaque lui-même. Il est moins volatil que l'acide pur; car celui-ci bout à 86°, sous la pression de 76 centimètres, tandis que, combiné avec l'eau, il n'entre jamais en ébullition qu'à une température plus élevée. Voici les remarques que j'ai faites à ce sujet : j'ai vu qu'en faisant bouillir de l'acide nitrique concentré, son point d'ébullition s'élevait peu à peu jusqu'à 122°, sous la pression précédente, et qu'alors il devenait stationnaire; qu'il en était de même de l'acide nitrique sur-saturé d'eau. Or, comme l'acide s'affaiblit dans le premier cas, et qu'il se concentre dans le second, il s'ensuit que c'est dans les proportions où l'eau et l'acide nitrique ont la propriété, par leur combinaison, de ne bouillir qu'à 121 à 122°, qu'ils exercent le plus d'action l'un sur l'autre. (*Voyez* l'acide nitrique étendu d'eau, 672.)

379 *bis*. L'acide sulfurique concentré produit avec l'acide nitrique des phénomènes dignes de remarque. Ayant chauffé doucement un mélange d'une partie de celui-ci avec quatre de l'autre, j'ai observé que bientôt il en résultait un dégagement de gaz oxigène et d'abondantes vapeurs rouges, et que l'acide sulfurique, à la fin de l'opération, se trouvait affaibli. Cet acide s'empare donc de l'eau de l'acide nitrique, et le met ainsi dans le cas de se décomposer avec la plus grande facilité. Que conclure de là? que l'acide nitrique ne peut exister sans eau, puisque si on l'en prive sans

lui offrir en même temps un corps auquel il puisse s'unir, ses principes se séparent.

380. Mêlé avec l'acide hydro-chlorique, il constitue une liqueur appelée autrefois *eau régale*, liqueur que nous nommerons par la suite *acide hydro-chloro-nitrique*, et qui est douée de la propriété remarquable de dissoudre l'or et le platine (635).

380 *bis*. Son action sur le deutoxide d'azote mérite de fixer toute notre attention. Que l'on dispose plusieurs flacons tubulés les uns à la suite des autres; que l'on mette de l'acide à 1,15 de densité dans le premier, à 1,32 dans le second, à 1,41 dans le troisième, enfin de l'acide très-concentré dans le dernier, et que l'on fasse passer un courant de deutoxide d'azote à travers ces divers acides pendant plusieurs jours, le premier en absorbera à peine et restera blanc; le second en absorbera une quantité très-sensible, et deviendra vert; le troisième plus que le second, et prendra une couleur jaune; le dernier en absorbera une très-grande quantité et passera au brun foncé. Que l'on soumette ensuite ces différens acides ainsi modifiés à une douce chaleur, tous se transformeront en gaz acide nitreux qui se dégagera sous forme de vapeur rouge, et en acide nitrique plus ou moins concentré qui restera à l'état liquide dans le vase distillatoire; et l'on observera que la quantité d'acide nitreux sera d'autant plus grande qu'il y aura eu plus de deutoxide d'azote absorbé. Enfin, que l'on verse peu à peu de l'eau dans l'acide nitrique concentré et saturé de deutoxide d'azote, l'acide, de brun foncé, deviendra successivement orangé, vert, bleu et incolore, en laissant dégager des vapeurs rouges; pour le ramener ensuite du bleu au vert et du vert au jaune, il suffira d'y ajouter de l'acide sulfurique ou de l'acide nitrique concentré qui en augmentera la densité. Ne semble-t-il point, d'après cela, que ces différens acides colorés sont des dissolutions plus

ou moins denses d'acide nitreux ou de deutoxide d'azote dans l'acide nitrique, ou d'acide nitreux dans l'eau seulement? (Pag. 682 de ce volume.)

381. *Etat.* — On n'a point encore trouvé l'acide nitrique pur dans la nature; il n'y existe que combiné avec la potasse, la chaux et la magnésie (891).

382. *Préparation.* — L'acide nitrique s'extrait du nitrate de potasse, en traitant ce sel par l'acide sulfurique à une température élevée. L'acide sulfurique s'empare de la potasse, forme du sulfate acide de potasse fixe, tandis que l'acide nitrique se dégage sous forme de vapeurs qu'on reçoit dans des récipiens. Pour faire cette expérience dans les laboratoires, on prend une cornue de verre; on y introduit 6 parties de nitre et 4 parties d'acide sulfurique du commerce. Celui-ci doit être porté par un tube jusque dans la panse de la cornue; car si on le faisait couler le long du col, il en resterait toujours une certaine quantité adhérente aux parois de ce col, laquelle, par la disposition de l'appareil, se mêlerait à l'acide nitrique et l'altérerait. La capacité de la cornue doit être au moins moitié plus grande que le volume de l'acide et du sel qu'elle contient. On pose cette cornue à feu nu sur un fourneau muni de son laboratoire, et on en reçoit le col dans une allonge qui se rend dans un récipient tubulé, à la tubulure duquel on adapte un tube de sûreté à boule, propre à recueillir les gaz. On lute bien toutes les jointures de l'appareil, et l'on fait peu à peu du feu sous la cornue, de manière à faire entrer le mélange en fusion, et à l'entretenir toujours fondu (pl. XXVII, fig. 1). Plusieurs phénomènes dont on doit faire mention se présentent : on voit d'abord apparaître une légère vapeur rouge qui est du gaz acide nitreux; ensuite le mélange entre en fusion; la vapeur rouge se dissipe bientôt, et est remplacée par des vapeurs blanches, qui ne sont que de l'acide nitrique : celles-ci continuent à se dégager

pendant long-temps; mais, à la fin de l'opération, il se forme de nouveau des vapeurs rouges plus abondantes que jamais; la matière se soulève, et tend à passer dans le col de la cornue. C'est à ce dernier signe que l'on reconnaît que l'opération est faite : alors on retire le feu, et on laisse refroidir les vases. Il est facile de se rendre compte de ces divers phénomènes.

Lorsque l'acide sulfurique vient d'être versé sur le nitre, et que l'on commence à chauffer le mélange, il n'y a d'abord que très-peu d'acide mis en liberté; cet acide se trouvant en contact avec beaucoup d'acide sulfurique concentré doit se décomposer en partie (379 *bis*) : de là des vapeurs rouges. Mais quelque temps après le nitre entre en fusion et le contact devient intime; de toutes parts l'acide sulfurique est absorbé par la potasse, base du sel; l'eau, qui fait la cinquième partie du poids de l'acide, se sépare; en s'unissant à l'acide nitrique, elle suffit pour maintenir les élémens de celui-ci réunis : dès-lors plus de vapeurs rouges, et apparition seulement de vapeurs blanches. Enfin il arrive une époque à laquelle il n'y a plus assez d'eau pour s'opposer à la décomposition de l'acide nitrique, d'autant plus que la température va sans cesse en s'élevant; et voilà pourquoi les vapeurs rouges, après avoir disparu, se reproduisent, deviennent très-intenses, et continuent d'apparaître jusqu'à la fin de l'opération. Par conséquent si, au lieu d'acide sulfurique concentré, l'on employait de l'acide sulfurique étendu d'eau, il ne devrait plus se former de vapeurs rutilantes; et c'est en effet ce que prouve l'expérience : il est vrai que souvent le nitre dont l'on fait usage est mêlé d'un peu de sel marin, que ce sel est décomposé, et que son acide, en agissant sur l'acide nitrique, produit du chlore et de l'acide nitreux, mais en quantité pour ainsi dire insensible.

De 1250 grammes de nitre fondu, traités par les deux

tiers de leur poids d'acide sulfurique privé d'eau le plus possible, j'ai retiré 510 grammes d'acide très-concentré. Avec 1800 grammes de nitre également fondu et 1800 d'acide sulfurique du commerce, j'ai obtenu 1020 grammes d'un acide qui était presqu'aussi concentré que le précédent : par conséquent ces dernières proportions valent mieux que les autres.

Quoi qu'il en soit, l'acide extrait par le procédé qu'on vient de décrire contient en dissolution de l'acide nitreux, ce qui le rend jaune, un peu de chlore et quelquefois même un peu d'acide sulfurique. Pour le purifier, on le distille de nouveau dans un appareil semblable au précédent. Les premières portions qui passent sont l'acide nitreux et le chlore ; on les sépare avec soin, et alors la liqueur, de jaune qu'elle était, doit être devenue blanche ; celles qui passent ensuite sont formées d'acide nitrique pur ; elles doivent être reçues dans des vases bien propres. On continue ainsi la distillation jusqu'à ce qu'il ne reste plus qu'un huitième environ de la liqueur dans la cornue ; il y aurait du danger à outre-passer ce point, parce qu'il serait possible qu'il se volatilisât un peu d'acide sulfurique.

L'acide nitrique doit être conservé dans des flacons bouchés à l'émeri et dans l'obscurité, la lumière le décomposant et agissant sur lui comme une haute température (364). Quant au sulfate acide de potasse qui reste dans la cornue où la décomposition du nitre a été faite, on ne peut le retirer qu'en le dissolvant dans l'eau, parce qu'il est sous forme solide et en masse fondue. A cet effet, on met de l'eau dans la cornue et on la renouvelle de temps en temps, ou bien on renverse la cornue en la disposant de manière que la panse soit au-dessus de son col, et l'on en fait plonger le col dans l'eau, après l'avoir elle-même remplie de ce liquide : dans ce cas, à mesure que l'eau se charge de sel, elle devient plus pesante, elle tombe, et est remplacée par

celle qui n'en est point ou qui en est moins chargée, de sorte que tout le sel se dissout peu à peu. C'est aussi du nitre que l'on extrait l'acide nitrique pour le besoin des arts. Cette opération se faisait autrefois en calcinant le sel avec de l'argile dans des espèces de cornues en grès appelées *cuines*; aujourd'hui elle se fait comme dans les laboratoires, c'est-à-dire, en décomposant le nitre par l'acide sulfurique : seulement, au lieu de cornues de verre, l'on se sert en fabrique de cylindres de fonte. Les cylindres sont disposés horizontalement à travers un fourneau; on les recouvre intérieurement de nitre dans toute leur longueur; deux plaques de fonte, percées chacune d'un trou, en bouchent les deux extrémités; par l'une, l'on verse l'acide sulfurique, et par l'autre, au moyen d'un conduit de grès, on recueille l'acide nitrique dans des récipiens. Le sulfate de potasse qui se forme et qui reste dans les cylindres se retire après chaque opération : il est vrai que les cylindres sont attaqués, mais point assez, à beaucoup près, pour qu'il n'y ait pas une grande économie à opérer de cette manière.

383. *Composition.* — Lorsqu'on fait passer successivement 133 parties de deutoxide d'azote et 150 de gaz oxigène dans un tube de 8 à 10 millimètres de diamètre plein d'eau, que l'on abandonne l'expérience à elle-même pendant quelques minutes sans agiter le tube, il en résulte une absorption de 233 environ, une liqueur acide et un résidu de 50 de gaz oxigène : donc tout le deutoxide d'azote est absorbé. L'acide qui se forme alors est de l'acide nitrique pur; il ne le serait pas si la quantité d'oxigène qui entre en combinaison restant la même, celle de deutoxide d'azote devenait plus grande; il se formerait alors plus ou moins d'acide nitreux, corps qui, comme tous ceux qui ne sont point staturés d'oxigène, a la propriété, d'après la remarque de M. Gay-Lussac, de décolorer le sulfate rouge de manganèse, et d'être par cela même facile à distinguer de

l'acide nitrique, du moins dans cette circonstance. Or, comme le deutoxide d'azote est composé de parties égales en volume de gaz oxigène et de gaz azote, il s'ensuit que l'acide nitrique l'est de 1 volume d'azote et de 2 volumes $\frac{1}{2}$ d'oxigène, ou en poids de 35,40 d'azote et de 100 d'oxigène, abstraction faite de l'eau qu'il contient. Tels sont en effet les nouveaux résultats auxquels M. Davy et M. Gay-Lussac ont été conduits en recherchant les causes d'erreurs qui avaient pu influer sur ceux qu'ils avaient obtenus auparavant. (Davy, *Elémens de Chimie philosophique*, t. 1; Gay-Lussac, *Annales de Chimie et de Physique*, tom. 1, pag. 403.)

384. *Usages.* — L'acide nitrique est employé pour dissoudre un grand nombre de métaux; on s'en sert avec succès pour détruire les verrues; c'est un des meilleurs réactifs que possède le chimiste, et dont il fait un perpétuel usage.

De l'Acide nitreux.

386. L'acide nitreux, que l'on avait regardé jusque dans ces derniers temps comme une substance gazeuse à toute sorte de température, est liquide, d'après M. Dulong, sous la pression et sous la température ordinaires; il est d'un jaune orangé de 15 à 28°, d'un jaune fauve à 0°, presque incolore à — 10°, et tout-à-fait sans couleur à — 20°. Sa saveur est très-caustique, son odeur très-forte, sa densité de 1,451, son action sur le tournesol très-grande. Il tache la peau en jaune et la désorganise à l'instant même.

Le baromètre étant à 76 centimètres, il bout à 28°, et se réduit en un gaz rutilant; sa tension est donc considérable : aussi répand-il des vapeurs rouges dans l'atmosphère et colore-t-il en jaune rougeâtre, à une température très-basse, tous les gaz avec lesquels on le met en contact. C'est cet acide qui se produit tout-à-coup par le mélange du deu-

toxide d'azote et de l'oxigène ou de l'air, et de là vient que le deutoxide d'azote est irrespirable, qu'il agit sur l'économie animale avec une énergie extraordinaire, et qu'introduit, même à très-petite dose, dans la poitrine, il y fait éprouver subitement un sentiment très-pénible de constriction.

387. L'acide nitreux n'a aucune action sur le gaz oxigène sec; il ne fait que le colorer; mais lorsqu'il est tout à la fois en contact avec l'oxigène et l'eau, il absorbe une certaine quantité de ce gaz et passe à l'état d'acide nitrique.

Il attaque à-peu-près tous les corps combustibles que l'acide nitrique est capable d'attaquer, et nous offre des phénomènes analogues; il en est même sur lesquels il a plus d'action : tel est particulièrement l'hydrogène sulfuré, dont il précipite le soufre subitement.

Il enflamme le potassium par l'agitation, et, transformé en vapeur, il continue à faire brûler les bougies allumées et le phosphore en combustion.

388. Versé et agité de suite dans une grande quantité d'eau, l'acide nitreux est instantanément décomposé ; il se dégage beaucoup de deutoxide d'azote, et il se forme beaucoup d'acide nitrique qui reste dans la liqueur.

Lorsqu'on le met au contraire avec très-peu d'eau, il ne se dégage point de gaz, et l'acide devient d'un vert très-foncé.

Enfin, en ajoutant successivement à une certaine quantité d'eau diverses portions d'acide nitreux, l'on voit que le dégagement du deutoxide d'azote, produit par le même poids d'acide, décroît jusqu'à ce qu'il cesse entièrement d'avoir lieu, quoique le liquide continue d'absorber de l'acide nitreux, et que l'eau se colore successivement aussi en bleu verdâtre ou vert de plus en plus foncé, et en jaune orangé : variations de couleurs analogues à celles que l'on obtient en faisant passer du deutoxide d'azote à travers l'acide nitrique plus ou moins concentré.

L'acide nitreux se combine facilement, à la température ordinaire, avec l'acide sulfurique concentré; il en résulte tout-à-coup un précipité cristallin dont l'eau opère la décomposition.

Il nous offre aussi, avec les bases salifiables, des phénomènes très-curieux, mais dont il ne sera question qu'en parlant des nitrites.

389. L'acide nitreux est toujours un produit de l'art. On l'obtient en distillant du nitrate de plomb sec et neutre dans une cornue de verre, et on le recueille en faisant plonger le col de la cornue dans un petit récipient entouré d'un mélange de glace et de sel. Bientôt, en effet, l'acide nitrique se décompose, et laisse dégager une telle quantité d'oxigène qu'il se transforme tout entier en acide nitreux anhydre.

Il est encore possible d'obtenir cet acide en faisant arriver séparément environ 2 volumes de deutoxide d'azote sec, et 1 volume de gaz oxigène également sec, dans un tube de verre qui contient des fragmens de porcelaine, et qui communique avec un autre recourbé et soumis à un froid de 20°. Les gaz se mêleront dans le premier en traversant les fragmens de porcelaine, et donneront lieu à de la vapeur nitreuse qui viendra se liquéfier dans le second. Mais ce procédé est beaucoup moins commode que celui que nous avons décrit d'abord.

390. *Composition.* C'est en mettant en contact, à la température rouge, une certaine quantité d'acide nitreux avec du fil de fer ou de cuivre qu'on détermine facilement la proportion de ses principes constituans. L'acide est introduit dans une petite cornue de verre; le fer ou le cuivre dans un tube de porcelaine : d'un côté le tube reçoit le col de la cornue, et de l'autre, il communique avec un tube de verre plein de chlorure de calcium.

Lorsque le tube de porcelaine est incandescent, l'on réduit l'acide peu à peu en vapeur; son oxigène s'unit au

métal, et son azote, devenu libre, traverse le chlorure de calcium, auquel il céderait son humidité s'il en contenait, et, de là, arrive, par un petit tube recourbé, dans des récipiens destinés à le recueillir. Il suffit donc, d'après cela, de déterminer le poids du métal, celui du tube, avant et après l'opération, et le volume du gaz dégagé, pour connaître le rapport de l'oxigène à l'azote dans l'acide nitreux. Ce rapport est sensiblement de 2 à 1 en volume, et en poids, de 100 d'oxigène et de 44,25 d'azote. (M. Dulong, *Ann. de Chimie et de Physique*, tom. 11, pag. 317.)

De l'Acide appelé per-nitreux par M. Gay-Lussac.

391. Il paraît, d'après les dernières expériences de M. Gay-Lussac (*Ann. de Chimie et de Physique*, t. 1, p. 399), qu'il existe un troisième acide formé de 100 d'azote et de 150 d'oxigène. En effet, lorsqu'on remplit une éprouvette de mercure, que l'on y fait passer 500 à 600 parties de deutoxide d'azote, un peu d'eau alcaline et 100 parties de gaz oxigène, l'on obtient une absorption de 500, provenant des 100 parties d'oxigène et de 400 de deutoxide d'azote. Or, ces 400 de deutoxide sont composés de 200 d'azote et de 200 d'oxigène; par conséquent l'acide nouveau l'est donc d'azote et d'oxigène, dans le rapport de 100 à 150, comme nous venons de le dire. C'est ce même acide qui se produit, suivant M. Gay-Lussac, en laissant pendant long-temps une forte dissolution de potasse en contact avec le deutoxide d'azote : au bout de trois mois, il a trouvé que 100 parties de deutoxide d'azote étaient réduites à 25 de protoxide d'azote, et qu'il s'était formé des cristaux de *per-nitrite*.

L'acide per-nitreux ne peut point être isolé. Aussitôt que, par un acide, l'on s'empare de la potasse avec laquelle il est uni, il se transforme en deutoxide d'azote qui

se dégage, et en acide nitreux ou nitrique qui reste en dissolution.

Des Acides du Soufre.

Il existe quatre acides qui ont le soufre pour radical ; savoir : l'acide hypo-sulfureux, l'acide sulfureux, l'acide hypo-sulfurique et l'acide sulfurique. Leur composition est telle que la quantité de soufre étant la même dans tous, les quantités d'oxigène sont entre elles comme les nombres 1 ; 2 ; 2,5 ; 3. Nous traiterons d'abord de l'acide sulfureux et de l'acide sulfurique, parce que ce sont les plus importans, et ceux qui sont le plus anciennement connus.

De l'Acide sulfureux.

Connu de toute antiquité, mais distingué par Stahl pour la première fois comme corps particulier, il fut examiné par beaucoup de chimistes, surtout par Priestley, en 1774, et analysé depuis quelques années par M. Gay-Lussac (2e volume d'*Arcueil*), et par M. Berzelius (*Ann. de Chimie*, tom. LXXVIII ; et *Ann. de Chimie et de Physique*, tom. V, pag. 178).

392. *Propriétés.* — Cet acide est gazeux et invisible ; sa saveur est forte et désagréable ; son odeur est piquante, et la même que celle du soufre qui brûle ; il excite la toux, resserre la poitrine, et suffoque les animaux qui le respirent ; il rougit d'abord la teinture de tournesol, mais ensuite en fait passer la couleur à celle de vin paillet ; sa pesanteur spécifique, d'après mes observations, est de 2,234.

393. La plus forte chaleur qu'on ait encore pu produire ne le décompose pas. Un froid de 50° ne le fait point passer à l'état liquide, et, à plus forte raison, à l'état solide. Il ne se combine, à aucune température, ni avec le gaz oxigène pur, ni avec le gaz oxigène de l'air.

394. *Acide sulfureux et corps combustibles.* — Le gaz acide sulfureux n'agit à froid sur aucun corps combustible, excepté peut-être, avec le temps, sur le potassium et le sodium. Il agit, au contraire, sur un certain nombre de ces corps à l'aide de la chaleur; son oxigène est entièrement absorbé, et le soufre qu'il contient est mis en liberté, ou entre en combinaison, soit avec le corps combustible qui décompose l'acide sulfureux, soit avec le corps brûlé qui se forme, etc.

395. *Acide sulfureux et combustibles simples non métalliques.* — L'hydrogène et le carbone décomposent facilement le gaz acide sulfureux à une chaleur rouge et même au-dessous. L'hydrogène donne lieu à de l'eau et à du soufre; le carbone à du soufre et à du gaz acide carbonique ou du gaz oxide de carbone; il se forme en outre, dans le premier cas, du gaz hydrogène sulfuré si l'hydrogène est en excès, et si la température n'est pas trop élevée; et, dans le second, probablement du carbure de soufre. Pour faire l'expérience avec le carbone, mettez ce corps combustible au milieu d'un tube de porcelaine; faites passer ce tube à travers un fourneau à réverbère; à l'une de ses extrémités, adaptez un tube recourbé propre à recueillir les gaz, et adaptez à l'autre, par le moyen d'un petit tube de verre, une fiole contenant 20 à 30 grammes de mercure, et cinq à six fois autant d'acide sulfurique concentré. Portez le tube de porcelaine au rouge, et chauffez ensuite un peu la fiole; bientôt le mercure attaquera l'acide sulfurique; il se produira du deuto-sulfate acide de mercure et du gaz acide sulfureux; celui-ci sera forcé de passer à travers le tube de porcelaine, et sera sur-le-champ décomposé.

Lorsqu'au lieu de vouloir décomposer le gaz acide sulfureux par le charbon, vous voudrez le décomposer par le gaz hydrogène, vous emploierez le même appareil que

le précédent, si ce n'est que vous ne mettrez point de charbon dans le tube, et que vous adapterez à l'une des extrémités de ce tube une vessie pleine de gaz hydrogène, outre la fiole qui contiendra le mercure et l'acide sulfurique. D'ailleurs, l'opération sera facile à conduire : lorsque le tube sera rouge, vous y ferez passer tout à la fois du gaz acide sulfureux et du gaz hydrogène, et vous ferez en sorte que celui-ci soit en excès ; les gaz seront recueillis sur le mercure. Ces deux expériences pourraient probablement encore se faire dans une petite cloche courbe sur le mercure, en chauffant la cloche avec la lampe (*a*).

On sait que le soufre et le gaz azote sont sans action sur le gaz acide sulfureux à une température quelconque ; mais on ne sait pas encore quelle serait celle qu'exerceraient le bore et le phosphore sur ce gaz : il est très-probable que le bore le décomposerait, et qu'il en résulterait du soufre et de l'acide borique. Quant au chlore, il n'a d'action sur le gaz sulfureux que par l'intermède de l'eau, qui se trouve alors décomposée ; il en résulte tout-à-coup de l'acide hydrochlorique et de l'acide sulfurique.

396. *Gaz acide sulfureux et Métaux.* — Le potassium et le sodium agissent très-lentement à froid sur le gaz acide sulfureux. Tous deux le décomposent subitement à une température d'environ 200° : lorsque le métal est en excès, il se forme un sulfure métallique et du sulfate de protoxide ; lorsqu'au contraire c'est l'acide sulfureux qui prédomine, il y a du soufre mis à nu et seulement production de sulfate. Dans tous les cas, il se dégage beaucoup de calorique et de lumière. Que l'on remplisse de mercure une petite cloche courbe ;

(*a*) Si l'on voulait décomposer une grande quantité d'acide sulfureux par le charbon et l'hydrogène, au lieu d'un petit tube de verre, qui serait bientôt engorgé par le soufre, il faudrait adapter à l'extrémité du tube de porcelaine une allonge qui se rendrait dans un ballon tubulé, portant un tube recourbé.

que l'on y fasse passer du gaz acide sulfureux; que l'on porte ensuite le métal avec une tige jusque dans la partie courbe de cette cloche, et qu'on la chauffe, bientôt tous les phénomènes annoncés seront produits (*voy.* pl. xx, fig. 3); le mercure remontera avec rapidité, et le gaz sera absorbé tout entier ou en partie, selon qu'il sera en contact avec plus ou moins de métal; le produit formé se trouvera à l'état solide dans la partie courbe de la cloche.

397. Les métaux des troisième et quatrième sections n'ont point encore été mis en contact avec le gaz sulfureux à une température élevée : les phénomènes qui pourraient en résulter ne sont donc pas connus; mais il est probable qu'un assez grand nombre de ces métaux décomposeraient le gaz, que la plupart, comme le fer, donneraient lieu à de l'oxide et à du sulfure de fer, et que quelques-uns, tels que l'antimoine, formeraient de l'oxide métallique sulfuré. On traite d'ailleurs l'acide sulfureux par ces métaux de la même manière que par le charbon.

398. Les métaux des cinquième et sixième sections n'opéreraient point sans doute la décomposition du gaz acide sulfureux, car on sait que leurs oxides sont décomposés par la chaleur, et qu'en chauffant convenablement avec le gaz oxigène les sulfures qu'ils sont capables de former, on en sépare le métal et on en fait passer le soufre à l'état d'acide sulfureux : d'où l'on voit que le métal et l'acide sulfureux peuvent exister ensemble sans réagir l'un sur l'autre.

399. *Acide sulfureux et Composés combustibles non métalliques.* — L'action d'un seul de ces corps a été bien examinée : c'est celle du gaz hydrogène sulfuré. Lorsqu'on met en contact ces deux gaz à la température ordinaire, ils se décomposent réciproquement, et produisent de l'eau et un dépôt de soufre, de sorte qu'ils disparaissent. Mais si ces gaz sont bien secs, leur réaction n'a lieu qu'au bout d'une demi-heure, trois quarts d'heure : encore est-elle si

lente, que très-souvent elle ne se termine qu'en un très-long temps : s'ils sont humides, elle a lieu subitement. Il faut probablement 2 parties de gaz hydrogène sulfuré pour décomposer une partie de gaz acide sulfureux ; car le gaz hydrogène sulfuré contient un volume égal au sien d'hydrogène, le gaz acide sulfureux à-peu-près son volume de gaz oxigène, et l'eau résulte de la combinaison de 2 de gaz hydrogène et de 1 de gaz oxigène. C'est dans une éprouvette pleine de mercure que le mélange doit être fait : là, tous les phénomènes s'observent avec la plus grande facilité.

400. *Gaz acide sulfureux et Composés combustibles mixtes et Alliages.* — Ces corps combustibles n'ayant jamais été étudiés sous ce rapport, nous ne pouvons rien dire de précis de leur action sur ce gaz. Nous observerons seulement qu'elle doit être plus ou moins analogue à celle de leurs élémens.

400 *bis. Acide sulfureux et Eau.* — L'eau dissout, à la température de 20° et sous la pression de 76 centimètres, trente-sept fois son volume de gaz sulfureux. (*Voyez les propriétés de l'Acide sulfureux liquide*, 671.)

Etat. — L'acide sulfureux ne se trouve presque jamais qu'autour des volcans ; il est produit par le soufre que vomissent leurs cratères, et qui brûle en partie par le contact de l'air.

401. *Préparation.* — C'est en traitant l'acide sulfurique du commerce par le mercure à l'aide de la chaleur, qu'on obtient le gaz acide sulfureux ; il se produit, outre cet acide, qui est toujours gazeux, du proto ou deuto-sulfate de mercure qui se précipite en poudre blanche : par conséquent, dans cette opération, l'acide sulfurique se partage en deux parties : l'une cède le tiers de son oxigène au mercure et passe à l'état de gaz acide sulfureux ; l'autre se combine avec le mercure ainsi oxidé et forme le sulfate de mercure. On introduit une partie de mercure et 6 à 7 parties d'acide

dans une cornue de verre capable de contenir environ une fois et demie le volume de ces deux matières ; on adapte au col de la cornue un tube recourbé qui s'engage sous des flacons pleins de mercure, et l'on chauffe ensuite la liqueur de manière à la faire à peine bouillir. A cette époque, le gaz acide sulfureux se dégage ; mais comme il est mêlé d'air, il ne faut le recueillir qu'après en avoir laissé perdre une certaine quantité : il sera pur lorsque, mis en contact avec l'eau, il s'y dissoudra complètement, épreuve qui se fait en remplissant une petite éprouvette de gaz, la bouchant avec le doigt, la portant dans l'eau et l'y agitant. L'ébullition devra être entretenue pendant toute l'opération. 30 grammes de mercure produiront facilement plusieurs litres d'acide sulfureux.

402. *Composition.* — Il paraît qu'en faisant brûler du soufre dans le gaz oxigène, l'on obtient toujours un volume de gaz sulfureux (Gay-Lussac) plus petit de quelques centièmes que celui de l'oxigène que l'on emploie. Mais si l'on considère que le soufre contient sans doute un peu d'hydrogène, il deviendra probable que le gaz sulfureux renferme un volume d'oxigène égal au sien : or, dans trois expériences faites avec beaucoup de soins, j'ai toujours touvé la densité du gaz sulfureux égale à 2,234, à quelques millièmes près : par conséquent, dans l'acide sulfureux, la quantité de soufre devrait être à la quantité d'oxigène comme 2,234 (densité de l'acide) moins 1,1036 (densité de l'oxigène), c'est-à-dire, comme 1,1304 est à 1,1036, ou comme 100 est à 97,63. Cependant ces résultats ne sont pas tout-à-fait d'accord avec ceux de M. Berzelius. Suivant ce célèbre chimiste, 100 de soufre absorbent 99,44 d'oxigène pour passer à l'état d'acide sulfureux. Comme ces proportions sont déduites d'un grand nombre d'expériences, nous les adopterons.

Usages. — L'acide sulfureux est employé pour blanchir

la soie et enlever les taches de fruits de dessus le linge. L'on commence aussi à s'en servir pour guérir les maladies de la peau. En effet, il existe maintenant dans plusieurs de nos hôpitaux, particulièrement à Saint-Louis et au Val-de-Grâce, des appareils où l'on administre des bains de ce gaz. Quelques bains, dit-on, suffisent pour faire passer la gale. L'on prétend même que les dartres vives cèdent à l'emploi prolongé de ce remède.

De l'Acide sulfurique.

Historique. — De tous les acides, voici le plus important et celui dont les usages sont les plus nombreux. Sa découverte remonte à la fin du 15e siècle; il paraît qu'elle est due à Bazile Valentin. Extrait d'abord du sulfate de fer par la distillation, obtenu ensuite en faisant brûler un mélange de soufre et de nitre au-dessus de l'eau, dans de grands ballons de verre, l'acide sulfurique se fabrique aujourd'hui en substituant de grandes chambres de plomb à ces ballons. Presque tous les chimistes ont fait des recherches sur l'acide sulfurique : parmi les modernes, on doit citer surtout Lavoisier, qui nous en a fait connaître la nature (*Elémens de Chimie*); M. Chaptal, qui s'est beaucoup occupé de sa fabrication (*Chimie appliquée aux arts*); MM. Desormes et Clément, qui ont établi la théorie de sa formation (*Annales de Chimie*, t. LIX); M. Klaproth (*Annales de Chimie*, t. LVIII), M. Gay-Lussac (*Mémoires d'Arcueil*, t. I), et M. Berzelius (*Ann. de Chimie*, t. LXXVIII; et *Annales de Chimie et de Physique*, t. V, pag. 178), qui tous trois ont cherché à en déterminer la proportion des principes constituans.

404. *Propriétés.*—L'acide sulfurique est liquide, blanc, inodore; sa consistance est oléagineuse; son action sur la teinture de tournesol est si forte, qu'une seule goutte d'a-

cide suffit pour colorer en rouge une grande quantité de cette teinture. Il n'a point encore pu être obtenu privé d'eau ; le plus concentré, d'après mes expériences, en contient le cinquième de son poids et pèse spécifiquement, à la température de 20°, 1,842. C'est un des plus violens caustiques que l'on connaisse ; il désorganise sur-le-champ toutes les matières végétales et animales : aussi l'animal qui en prendrait, même une très-petite quantité, périrait-il promptement au milieu d'horribles convulsions.

405. Lorsqu'on expose l'acide sulfurique à un froid de 10° à 12°, il se congèle et cristallise ; il se congèle à zéro et même au-dessus, si on l'étend d'une petite quantité d'eau.

Soumis dans une cornue de verre à l'action d'une chaleur progressive, il s'échauffe peu à peu, bout et se vaporise sans se décomposer. Soumis, au contraire, à une très-forte chaleur dans un tube de porcelaine, il se décompose tout-à-coup, et se transforme, suivant M. Gay-Lussac, en gaz acide sulfureux et en gaz oxigène, qui sont entre eux, en volume, dans le rapport de 2 à 1. Cette expérience ne réussit bien qu'autant que le diamètre du tube est très-petit, par exemple, de 5 à 6 millimètres : on fait passer ce tube à travers un fourneau à réverbère, en lui donnant une légère inclinaison ; on adapte à son extrémité supérieure une petite cornue contenant de l'acide sulfurique le plus concentré possible, et à son autre extrémité un tube recourbé propre à recueillir les gaz sur le mercure ; on fait du feu dans le fourneau, et on l'augmente en surmontant le dôme d'un tuyau en tôle, haut de 1 à 2 mètres, et mieux au moyen d'un soufflet, dont on fait rendre la douille dans le cendrier. Lorsque le tube est presque rouge-blanc, on y fait passer l'acide sulfurique en le chauffant convenablement, et le portant à l'ébullition : dès-lors, des vapeurs très-abondantes apparaissent dans le tube de verre recourbé, et une

grande quantité d'un gaz nuageux se rassemble dans les flacons pleins de mercure. Si l'on mesure 100 parties de ce gaz dans un tube plein de mercure, et si, après avoir plongé l'extrémité du tube dans l'eau, on l'y agite, tout ce qui est acide sulfureux se dissoudra ; tout ce qui est oxigène restera libre, et l'on trouvera que la quantité de celui-ci sera égale à la moitié de la quantité de celui-là : d'où l'on voit que l'acide sulfurique est formé, en volume, de 2 parties d'acide sulfureux et de 1 partie de gaz oxigène.

406. Lorsqu'on fait plonger dans l'acide sulfurique deux fils de platine en communication avec une pile, il se manifeste, à l'extrémité du fil négatif, des flocons de soufre, et une teinte brune à l'extrémité du fil positif ; teinte due sans doute à la formation d'une petite quantité de sulfate de platine.

407. L'acide sulfurique n'a aucune action, soit à froid, soit à chaud, sur le gaz oxigène et sur l'air ; il s'empare seulement de la vapeur d'eau que ces gaz peuvent contenir ; il peut facilement en absorber une quantité assez grande pour doubler de poids : c'est ce qui arrive en quelques jours en exposant de l'acide sulfurique dans une capsule au contact de l'air. On remarque en outre, dans ce cas, que l'acide, de blanc, devient jaunâtre : cette couleur provient de ce que l'atmosphère contient en suspension des matières végétales ou animales que l'acide sulfurique désorganise et charbonne. (*Voy.* 3e vol., *Action de l'acide sulfurique sur les substances végétales.*) Lorsque l'acide sulfurique, par son contact avec l'atmosphère, s'est ainsi étendu d'eau, on peut le ramener au point de concentration où il était, en le chauffant dans une cornue jusqu'à ce qu'il commence à produire des vapeurs blanches, signe auquel on reconnaît qu'il est près de bouillir.

408. *Acide sulfurique et Corps combustibles.* — L'acide sulfurique est décomposé par un grand nombre de corps

combustibles : tantôt il cède tout son oxigène à ces corps et le soufre devient libre ; tantôt il n'en cède qu'une partie, et passe à l'état de gaz acide sulfureux. Sa décomposition ne se produit jamais qu'à une température élevée. Comme l'acide sulfurique le plus concentré contient toujours la cinquième partie de son poids d'eau, on conçoit que, dans quelques circonstances, cette eau elle-même doit être décomposée.

409. *Acide sulfurique et Combustibles simples non métalliques.* — Aucun de ces corps ne décompose l'acide sulfurique à la température ordinaire. Tous, excepté l'azote, le chlore, l'iode, et probablement le sélénium, le décomposent à une température élevée.

L'hydrogène en opère la décomposition à une chaleur voisine du rouge-cerise ; il en résulte de l'eau et du gaz acide sulfureux ou du soufre, selon que la quantité d'acide sulfurique est plus ou moins grande par rapport à la quantité d'hydrogène ; il peut aussi en résulter du gaz hydrogène sulfuré, lorsque l'hydrogène est en excès et que la température n'est pas trop élevée : c'est ce que l'on prouve en faisant passer ensemble l'acide sulfurique et l'hydrogène à travers un tube de porcelaine incandescent : à cet effet l'on se sert du même appareil que pour décomposer cet acide par le feu seulement (405), si ce n'est que, à l'extrémité du tube qui reçoit la cornue contenant l'acide sulfurique, on adapte en même temps, par le moyen d'un petit tube de verre, une grande vessie pleine de gaz hydrogène, etc.

410. Lorsqu'on met en contact l'acide sulfurique avec le carbone, à la température d'environ 100 à 150°, ces deux corps réagissent de telle manière qu'il se forme du gaz acide carbonique et du gaz acide sulfureux, quelles que soient leurs quantités respectives. Si la température était beaucoup plus élevée, et si le charbon était en excès, on obtiendrait du soufre et du gaz oxide de carbone : au degré

de la chaleur rouge, l'eau de l'acide serait elle-même décomposée, et donnerait lieu à une nouvelle quantité de gaz oxide de carbone, d'acide carbonique et à de l'hydrogène carboné. Ces résultats sont faciles à constater: 1°. pour décomposer l'acide sulfurique par le charbon à une température peu élevée, on introduit dans une grande fiole environ 50 grammes d'acide sulfurique, et 20 à 25 grammes de charbon bien pulvérisé et bien calciné; on les mêle ensemble par l'agitation; on place cette fiole sur un fourneau; on adapte à son col un tube recourbé propre à recueillir les gaz; on chauffe peu à peu, et bientôt la réaction a lieu. On recueille le gaz acide sulfureux et le gaz acide carbonique sous des cloches pleines de mercure. On peut les séparer jusqu'à un certain point par l'eau, qui dissout facilement le premier, et ne dissout que difficilement le second.

2°. Pour opérer la décomposition de l'acide sulfurique par le charbon à une haute température, on fait passer un tube de porcelaine à travers un fourneau à réverbère; on met du charbon dans le milieu de ce tube; on adapte à l'une de ses extrémités une petite cornue contenant de l'acide sulfurique, et à l'autre une allonge qui se rend dans un récipient tubulé portant un petit tube recourbé qui s'engage sous des flacons. On fait rougir le tube, et l'on réduit l'acide sulfurique en vapeurs. Le soufre se condense dans l'allonge et le ballon, et les gaz passent dans les flacons sous lesquels doit s'engager le tube recourbé.

411. Lorsqu'on traite l'acide sulfurique par le phosphore, comme on vient de le faire pour le charbon dans la première des deux expériences qui précèdent, on obtient de l'acide phosphorique ou phosphoreux, et du gaz acide sulfureux; mais l'on ne sait point encore si, à une température plus élevée, le phosphore enlèverait tout l'oxigène à l'acide sulfurique.

412. Quelle que soit la température à laquelle on expose un mélange d'acide sulfurique et de soufre, il est évident que cet acide ne peut passer qu'à l'état de gaz acide sulfureux, puisqu'il n'existe point d'oxide de soufre. Cette transformation commence à avoir lieu à une chaleur d'environ 200° : on l'opère encore de la même manière que la décomposition de l'acide sulfurique par le charbon (1re expérience).

413. Jusqu'à présent, le bore n'a point été mis en contact avec l'acide sulfurique; on ne saurait douter toutefois, d'après la grande affinité qu'il a avec l'oxigène, qu'il ne soit capable de décomposer cet acide.

Le sélénium est probablement sans action sur lui.

414. *Acide sulfurique et Métaux.*—Aussitôt qu'on met le potassium et le sodium en contact avec l'acide sulfurique à la température ordinaire, il se forme un proto-sulfate, et il se dégage du gaz hydrogène et beaucoup de calorique. Ces résultats se constatent en remplissant une éprouvette de mercure, et y faisant passer successivement l'acide sulfurique et le métal. D'ailleurs, ils sont faciles à concevoir : il suffit, pour cela, de savoir que l'acide sulfurique le plus concentré contient toujours une certaine quantité d'eau, environ le cinquième de son poids, et que le potassium et le sodium ont la propriété de la décomposer. A la vérité, comme l'hydrogène tient plus à l'oxigène que le soufre, il semble que l'acide sulfurique devrait être décomposé de préférence à l'eau; mais en observant que l'acide sulfurique a une grande affinité pour les protoxides de potassium et de sodium, on comprendra qu'en raison de cette affinité, les élémens de cet acide peuvent être rendus plus stables que ceux de l'eau elle-même.

415. Le zinc, le fer, et probablement le manganèse, n'exercent qu'une très-faible action sur l'acide sulfurique à la température ordinaire : du reste, ils donnent lieu,

comme le potassium et le sodium, à un dégagement de gaz hydrogène et à un sulfate. Ce n'est qu'à l'aide de la chaleur qu'ils agissent vivement sur cet acide : alors l'eau n'est pas seule décomposée, l'acide l'est lui-même; ce qui le prouve, c'est qu'on obtient beaucoup de gaz acide sulfureux, outre une certaine quantité de sulfate et de gaz hydrogène. Il paraît même qu'avec le fer il n'y a décomposition d'eau qu'au commencement de l'opération, car dès que la température est un peu élevée, il ne se dégage plus que de l'acide sulfureux.

L'étain, ni aucun des métaux des trois dernières sections, n'agissent sur l'acide sulfurique à la température ordinaire. Tous, au contraire, en opèrent la décomposition à une température de 100 à 200°, excepté le chrôme, le tungstène, le colombium, le titane, le cérium, l'osmium, le palladium, le rhodium, le platine, l'or, l'iridium (*a*). Quelques-uns ne l'attaquent que faiblement, en raison de leur cohésion ou de leur peu d'affinité pour l'oxigène. Quoi qu'il en soit, dans tous les cas où il y a action, il se forme un sulfate et du gaz acide sulfureux; par conséquent, l'acide sulfurique se partage en deux parties : la première cède une portion de son oxigène au métal, et passe à l'état d'acide sulfureux; et la seconde se combine avec l'oxide métallique formé. Introduisez une certaine quantité de métal en grenaille ou en fragmens dans une fiole ou dans une petite cornue, avec quatre à cinq fois son poids d'acide sulfurique le plus concentré possible; placez cette fiole ou cornue sur un fourneau par le moyen d'une grille, et adaptez à son col un tube recourbé que vous ferez plonger dans des éprouvettes ou des flacons pleins de mercure; chauffez peu à peu, et bientôt la réaction aura

(*a*) Ces métaux sont les mêmes que ceux sur lesquels l'acide nitrique est sans action : il n'y a de plus ici que le palladium.

lieu : le gaz acide sulfureux passera dans les flacons, et le sulfate restera dans la fiole ou la cornue.

416. *Acide sulfurique et Composés combustibles non métalliques.* — Il n'est aucun de ces composés dont on ait constaté l'action sur l'acide sulfurique. Cependant, si l'on considère que la plupart sont formés d'élémens capables de décomposer cet acide à l'aide de la chaleur, il paraîtra très-probable que beaucoup d'entre eux auront encore à cette température la propriété d'en opérer la décomposition, et de donner naissance à divers produits, en raison de leur réaction et de leur nature.

417. *Acide sulfurique et Composés combustibles mixtes.* — Parmi ces composés, il n'y a que quelques sulfures qui aient été traités par l'acide sulfurique. Tous ceux qu'on a essayés, au nombre desquels se trouvent les sulfures de fer, de cuivre, de plomb, d'argent, d'antimoine, d'arsenic, de molybdène, le décomposent à l'aide de la chaleur, et produisent les mêmes phénomènes que si leurs élémens étaient désunis. Il est permis de croire qu'il en serait de même de la plupart des autres composés combustibles mixtes.

417 *bis. Acide sulfurique et Alliages.* — Il n'est presque point d'alliages dont l'action sur l'acide sulfurique ait été éprouvée; mais il paraît qu'en général ils doivent se comporter avec cet acide comme les élémens qui les constituent.

418. Lorsqu'on verse peu à peu de l'acide sulfurique concentré dans de l'eau, l'acide traverse celle-ci en grande partie, se rassemble au fond du vase, et forme une couche très-distincte ; mais si l'on agite les liqueurs, à l'instant même la combinaison s'opère en donnant lieu à un grand dégagement de calorique. En effet, 1 kilogramme d'eau mêlé à 1 kilogramme d'acide élève la température à plus de 100°.

La glace elle-même produit aussi de la chaleur avec l'acide sulfurique ; et ce qui est remarquable, c'est qu'elle

peut produire un grand degré de froid : que l'on mêle 4 parties d'acide avec 1 partie de neige, et que l'on plonge le thermomètre dans le mélange, il montera à plus de 50°, tandis qu'un mélange inverse le fait descendre à 17° sous zéro.

Pour expliquer ces résultats, contradictoires en apparence, il suffit d'observer, 1°. que la glace, en passant de l'état solide à l'état liquide, absorbe beaucoup de calorique; 2°. que l'acide sulfurique, en s'unissant à l'eau, en dégage beaucoup au contraire, et que, par conséquent, l'un des effets doit l'emporter sur l'autre, en raison des proportions employées.

L'acide sulfurique étendu d'eau possède des propriétés qui ne seront exposées que par la suite (667).

419. *Etat.* — Il est douteux qu'on trouve cet acide pur dans la nature, parce qu'il agit très-fortement sur la plupart des corps, et qu'il ne se forme que dans des circonstances rares. Cependant le professeur Baldassari dit l'avoir trouvé sous cet état près Santa-Fiora, aux environs de Sienne, dans des grottes de la petite montagne volcanique nommée *Zoccolino*. M. Pictet dit aussi en avoir trouvé distillant de la voûte d'une grotte près d'Aix en Savoie; il contenait, à la vérité, un peu de sulfate de chaux. On trouve, au contraire, l'acide sulfurique très-souvent combiné avec certains oxides métalliques, et particulièrement avec la chaux, la baryte, la strontiane, la potasse, la soude, la magnésie, l'alumine, l'oxide de fer (809).

420. *Préparation.* — Cette préparation est fondée sur les produits qui résultent de l'action réciproque du gaz acide nitreux, du gaz acide sulfureux et de l'eau. Le gaz acide nitreux sec n'a aucune action sur le gaz acide sulfureux également sec; mais si l'on met ces gaz en contact avec une très-petite quantité d'eau dans un vase convenable, tous ces corps agissent subitement les uns sur les autres : le gaz acide nitreux cède une portion de son oxigène à l'acide

sulfureux, et de là résultent du deutoxide d'azote et de l'acide sulfurique, lesquels, se combinant avec l'eau, forment une multitude de flocons blancs qui tombent sur les parois du ballon, et s'y attachent sous forme d'aiguilles cristallines. Si l'on verse de l'eau sur ces petits cristaux, elle dissout l'acide sulfurique, détruit sa réaction sur le deutoxide d'azote ; de sorte que celui-ci reprend l'état gazeux. Il suit de là qu'au moyen d'une très-petite quantité de deutoxide d'azote, on pourra transformer une grande quantité d'acide sulfureux en acide sulfurique, pourvu toutefois que ce gaz acide soit mêlé avec au moins la moitié de son volume de gaz oxigène (423). C'est ce qu'on peut démontrer de la manière suivante : on prend un ballon à robinet d'environ 5 litres ; on y fait le vide ; ensuite on l'adapte à une cloche à robinet, graduée et pleine de mercure : au moyen de cette cloche, on fait passer dans le ballon 30 décilitres de gaz acide sulfureux, puis 15 décilitres de gaz oxigène, et enfin 5 décilitres de deutoxide d'azote ; cela fait, on ferme le ballon, on l'enlève, on le rouvre un instant pour y verser une quantité d'eau capable seulement d'en humecter les parois ; alors la petite quantité de gaz acide nitreux qui s'était formée avant l'introduction de l'eau, et qui rendait tout le ballon rouge, disparaît, et donne lieu, en agissant sur une certaine quantité d'acide sulfureux, aux flocons dont nous avons parlé précédemment. Lorsqu'ils sont entièrement déposés et réunis en cristaux aiguillés ou étoilés, on ouvre le ballon un instant, et l'on y verse environ 1 centilitre d'eau qu'on promène sur toute la surface : tout-à-coup il y a effervescence due au deutoxide d'azote qui se dégage ; ce deutoxide, rencontrant du gaz oxigène dans le ballon, devient acide nitreux, lequel, rencontrant de l'acide sulfureux, reproduit les phénomènes déjà décrits, en sorte que le ballon paraît alternativement rouge, plein de flocons, et trans-

parent comme l'air. Tous ces phénomènes se reproduisent un certain nombre de fois, selon que la quantité de deutoxide d'azote est plus ou moins grande. Lorsque les vapeurs rouges qui se forment ne disparaissent plus et sont transparentes, on peut en conclure que tout l'acide sulfureux est changé en acide sulfurique que l'on trouve au fond du ballon, en dissolution dans l'eau. Cette théorie, que l'on doit à MM. Clément et Desormes, étant bien conçue, il sera facile d'entendre comment on fait l'acide sulfurique dans les fabriques (*a*).

421. On chauffe ensemble, dans une grande chambre de plomb dont le sol est couvert d'eau, un mélange de 8 parties de soufre et de 1 partie de nitrate de potasse (*b*). L'acide nitrique de ce sel cède une portion d'oxigène à du soufre, et l'on obtient ainsi du sulfate de potasse, corps solide et fixe (824), et du deutoxide d'azote qui se dégage et passe à l'état de gaz acide nitreux en se combinant avec l'oxigène de l'air; mais, comme il y a beaucoup plus de soufre qu'il n'en faut pour opérer la décomposition du nitrate de potasse, il se forme beaucoup de gaz acide sulfureux par la combinaison du gaz oxigène de l'air avec ce corps combus-

---

(*a*) M. Gay-Lussac pense que la substance cristalline qui se forme dans cette opération est un composé d'acide sulfurique et d'acide nitreux. Il fonde cette opinion sur ce qu'en remplissant de gaz carbonique le ballon qui contient cette substance et y versant ensuite un peu d'eau, l'on voit apparaître des vapeurs rouges; et sur ce que l'acide sulfurique versé dans l'acide nitreux en précipite à l'instant même des cristaux de même nature que cette substance. En admettant cette nouvelle manière de voir, il faudrait supposer que l'acidification de l'acide sulfureux se fait entièrement par l'intermède de la vapeur nitreuse, et que le deutoxide d'azote n'y entre pour rien. (*Annales de Chimie et de Physique*, tom. 1, pag. 407.)

(*b*) Les chambres de plomb se composent de lames de plomb soudées les unes aux autres, et attachées à une charpente extérieure qui a la forme de la chambre, par des agrafes ou bandes de plomb soudées d'une part à ces lames et clouées de l'autre à cette charpente. Les chambres de plomb

tible : ainsi, toutes les conditions nécessaires pour la formation de l'acide sulfurique se trouvent donc réunies, puisque le gaz acide nitreux, le gaz acide sulfureux, l'eau et l'air sont en contact.

422. Lorsqu'on retire cet acide des chambres de plomb, il est bien loin d'être pur; il contient, 1°. beaucoup d'eau; 2°. un peu d'acide sulfureux qui a échappé à l'action de l'acide nitreux; 3°. un peu d'acide nitrique provenant de l'action de l'eau sur l'acide nitreux et l'oxigène de l'air; 4°. enfin, un peu de sulfate de plomb dû à ce que le plomb est oxidé par l'acide nitreux, et à ce que cet oxide se combine avec l'acide sulfurique. Il faut le séparer de la plupart de ces corps, et surtout de la majeure partie de l'eau, pour le rendre propre aux usages auxquels on le consacre dans le commerce; on y parvient de la manière suivante : on le porte dans des chaudières en plomb, où on le fait chauffer jusqu'à ce qu'il marque environ 55°

---

varient en grandeur; elles ont souvent 9 à 10 mètres de longueur et de largeur, et 5 à 6 mètres de hauteur. Quelles que soient, au reste, les dimensions qu'on adopte pour une chambre de plomb, il faut l'isoler de telle manière qu'on puisse en visiter toutes les parties, les côtés, le dessus et le dessous, pour être à même de boucher les trous qui pourraient s'y former : à cet effet, on l'établit sur des parallélipipèdes en pierre, à environ 2 mètres au-dessus du sol, et à-peu-près à la même distance des murailles et du toit. On peut pénétrer dans la chambre par une porte pratiquée sur l'un de ses côtés. Le sol doit en être légèrement incliné, pour pouvoir en retirer facilement l'acide.

Il y a plusieurs manières de brûler le soufre dans les chambres; mais la meilleure paraît être la suivante : près d'un des côtés de la chambre, et à quelques décimètres de son fond, on dispose horizontalement une plaque en fonte munie d'un rebord, sur un fourneau qui partant du sol traverse le fond de la chambre, et dont la cheminée n'a aucune communication avec celle-ci : c'est sur cette plaque qu'on place le mélange de nitre et de soufre; on l'y porte par une trappe faisant partie de la paroi latérale de la chambre et s'appuyant inférieurement sur la plaque elle-même : le mélange étant ainsi placé, la chambre fermée, et son sol recouvert d'eau, on fait du feu peu à peu dans le fourneau : bientôt le soufre s'enflamme et donne lieu aux pro-

à l'aréomètre de Baumé ; on en dégage ainsi beaucoup d'eau et tout l'acide sulfureux ; alors on l'introduit dans des cornues de verre lutées ou dans des cornues de grès ; on place ces cornues sur des barres de fer dans un fourneau rond, et assez grand pour en recevoir plusieurs, en les rangeant circulairement ; on les recouvre de terre, de brique et de tessons arrangés en forme de dôme ; on adapte à leur col un récipient ; par la chaleur, on volatilise une nouvelle quantité d'eau, tout l'acide nitrique, un peu d'acide sulfurique, de sorte que l'acide sulfurique se concentre de plus en plus en même temps qu'il se purifie. Lorsqu'il est parvenu à 66°, on suspend le feu, on retire les cornues en brisant le dôme du fourneau, et l'on expédie l'acide pour le commerce dans de grosses bouteilles rondes de verre vert, qu'on appelle *Dame Jeannes*, et qu'on bouche avec de la terre cuite et un peu de terre glaise (*a*).

Dans cet état, l'acide est propre à toutes les opérations

---

duits dont nous avons parlé. Lorsque la combustion est achevée, ce qu'on voit par un petit carreau adapté à la trappe, on lève celle-ci ; on retire le sulfate de potasse de dessus la plaque ; on le remplace par un mélange de nitre et de soufre ; on renouvelle l'air dans la chambre, en ouvrant la porte et une soupape située sur le côté opposé à la trappe ; puis, après avoir refermé la trappe, la porte et la soupape, on remet du feu dans le fourneau ; on fait ainsi brûler de nouveaux mélanges jusqu'à ce que l'acide soit à environ 40° de l'aréomètre de Baumé, en ayant soin de ne pas mettre sur la plaque plus de soufre que l'air n'en peut consumer : alors on retire l'acide de la chambre au moyen de robinets, ou au moyen d'un siphon plongeant dans une petite cavité extérieure qui communique avec l'intérieur de la chambre, et qui est placée, comme les robinets, à la partie la plus basse du sol : on fait rendre cet acide dans des chaudières en plomb, pour le soumettre aux opérations que l'on va décrire. Plusieurs fabricans sont dans l'usage de projeter de temps en temps de l'eau en vapeur dans la chambre : il paraît qu'ils s'en trouvent bien.

(*a*) Dans quelques fabriques, au lieu de cornues de verre ou de terre qui sont sujettes à se casser, l'on emploie de grands vases distillatoires en platine. Ceux-ci n'exigent aucune précaution, et offrent des avantages tels, que bientôt l'on en fera généralement usage.

des arts ; mais il n'est pas propre à toutes les opérations de chimie, parce qu'il contient encore une petite quantité de sulfate de plomb, et même des sels provenant de l'eau introduite dans la chambre de plomb : on l'obtient pur en le distillant ; tout ce qui est acide passe dans le récipient et s'y condense ; les sels restent dans la cornue. Pour cela, on met 1 ou 2 kilogrammes d'acide sulfurique dans une cornue de verre ; on place cette cornue dans un fourneau à réverbère, et l'on en fait rendre le col dans un ballon tubulé ; ensuite on fait peu à peu du feu sous la cornue, de manière à la porter à environ 300° de chaleur : alors l'acide entre en ébullition, et vient se condenser, sous forme de vapeurs épaisses, dans le ballon. Cette distillation demande à être conduite avec soin, à cause des soubresauts auxquels elle donne presque toujours lieu, et qu'on évite en partie en introduisant dans la cornue deux à trois petits fragmens de verre hérissés de pointes. Il faut bien se garder de faire usage de bouchons : l'acide les charbonnerait et se noircirait.

423. *Composition.* — Puisqu'en faisant passer l'acide sulfurique en vapeur à travers un tube de porcelaine incandescent (405), on le transforme en 2 volumes de gaz sulfureux et 1 volume de gaz oxigène, il s'ensuit qu'il contient une fois et demie autant d'oxigène que l'acide sulfureux, et que par conséquent il est formé, abstraction faite de l'eau qui lui est propre, de 100 de soufre et de 99,44, plus $\frac{99,44}{2}$, ou de 149,16 d'oxigène (402).

J'ai trouvé par l'expérience que la quantité d'eau que renferme l'acide sulfurique dans son plus grand état de concentration est à-peu-près le quart de l'acide supposé sec : cependant j'ai des raisons de croire qu'elle est un peu plus grande. S'il en était ainsi, l'acide sulfurique concentré ne serait que l'hydrogène sulfuré dont les élémens auraient été convertis en eau et en acide.

Usages. — L'acide sulfurique est l'acide dont les usages

sont les plus nombreux : on s'en sert, 1°. pour obtenir presque tous les acides, soit dans les laboratoires, soit dans les arts; 2°. pour extraire la soude du sel marin; 3°. pour faire de l'alun et du sulfate de fer, lorsque ces sels sont chers et l'acide à bon marché; 4°. pour dissoudre l'indigo, gonfler les peaux dans le tannage; 5°. pour faire l'éther sulfurique, le sublimé corrosif, le mercure doux, extraire le phosphore, le chlore, etc.; 6°. enfin, c'est un des réactifs que le chimiste emploie le plus souvent.

De l'Acide hypo-sulfurique.

423 *bis.* L'acide hypo-sulfurique, découvert par MM. Welter et Gay-Lussac, il y a environ quinze mois, ne saurait être obtenu sans eau. C'est un composé liquide, sans couleur, sans odeur, même dans son plus grand état de concentration, qui rougit la teinture de tournesol, et dont la saveur est franchement acide. Placé dans le vide, sous le récipient de la machine pneumatique, avec de l'acide sulfurique, il se concentre sans se vaporiser et sans subir d'altération, jusqu'à ce qu'il soit parvenu à la densité de 1,347; mais alors il commence à se transformer en acide sulfureux qui s'exhale, et en acide sulfurique qui reste dans la liqueur.

Lorsqu'il est très-délayé et qu'on le soumet à l'action de la chaleur, il n'abandonne d'abord que de l'eau; ce n'est que quand il en contient beaucoup moins qu'il éprouve le même genre de décomposition que dans un espace vide d'air : la chaleur du bain-marie suffit même pour l'opérer.

Le gaz oxigène, l'air atmosphérique, le chlore, l'acide nitrique concentré et le sulfate rouge de manganèse, n'en changent point la nature à froid.

Mis en contact avec le zinc, il le dissout, et de là ré-

sultent un dégagement de gaz hydrogène et un hypo-sulfate : c'est donc par l'oxigène de l'eau de l'acide que le zinc est oxidé. Enfin l'acide hypo-sulfurique sature complètement les bases et forme des sels solubles avec la baryte ou le protoxide de barium, la strontiane ou le protoxide de strontium, la chaux ou le protoxide de calcium, et le protoxide de plomb. Ces sels sont très-stables à une basse température, tandis qu'au contraire, à une température élevée, ils laissent dégager beaucoup d'acide sulfureux et passent à l'état de sulfates neutres.

État naturel, Préparation. L'acide hypo-sulfurique ne s'est point encore trouvé dans la nature. Pour l'obtenir, il faut faire passer du gaz acide sulfureux provenant de l'action du charbon sur l'acide sulfurique, dans de l'eau qui tient en suspension du peroxide de manganèse réduit en poudre très-fine ; il se produit sur-le-champ et à froid une dissolution parfaitement neutre, composée d'hypo-sulfate et de sulfate de manganèse ; d'où il suit que, par l'acide sulfureux, le peroxide est ramené à un moindre degré d'oxidation. Lorsqu'on s'est procuré une liqueur suffisamment chargée d'hypo-sulfate, l'on y verse peu à peu de la baryte en poudre ; l'on en favorise l'action par la chaleur et l'agitation, et l'on en ajoute un petit excès, facile à reconnaître par le papier de curcuma, qui, de jaune, devient rouge. La baryte précipite tout l'oxide de manganèse en s'unissant aux acides sulfurique et hypo-sulfurique ; mais comme le sulfate de baryte est complètement insoluble, il s'ensuit que la liqueur filtrée ne doit plus contenir, et ne contient plus en effet que de l'hypo-sulfate de baryte, plus l'excès de baryte. L'opération amenée à ce point, on enlève l'excès de baryte en établissant un courant de gaz acide carbonique à travers la dissolution, et la filtrant ensuite pour séparer le carbonate qui se dépose sous forme de flocons : il est bon toutefois, avant de la jeter

sur le filtre, de la faire bouillir, afin d'en dégager du gaz carbonique qui pourrait rendre soluble une petite quantité de ce sel. Enfin il faut faire cristalliser l'hypo-sulfate, le redissoudre dans l'eau, et y mettre la quantité d'acide sulfurique seulement nécessaire pour la précipitation de la base, en s'y prenant comme nous l'avons dit au sujet de la préparation de l'acide hypo-phosphoreux (362); on le concentre aussi, comme cet acide, sous le récipient de la machine pneumatique, en ayant soin de cesser l'évaporation lorsque la densité approche de 1,347.

Composition. L'acide hypo-sulfurique est formé de 100 de soufre et de 125 d'oxigène, non compris l'eau indispensable à l'union de ses élémens. MM. Welter et Gay-Lussac sont arrivés à ce résultat par l'analyse de l'hypo-sulfate de baryte : il n'en sera question que dans le quatrième volume. Mais puisque telle est la composition de l'acide hypo-sulfurique, il est évident qu'on pourrait le considérer comme un composé de 100 parties d'acide sulfureux et de 125 parties d'acide sulfurique, ou de 2 parties du premier et de 2 parties et demie du second : sa facile transformation en ces deux acides autorise même jusqu'à un certain point cette opinion. (*Voyez*, pour plus de détails, le *Mémoire des Auteurs, Ann. de Chim. et de Physique*, t. x, p. 312.)

De l'Acide hypo-sulfureux.

Il en est de cet acide comme de l'acide hypo-nitreux : il n'existe qu'en combinaison avec les bases salifiables; à peine l'en sépare-t-on par l'acide sulfurique, l'acide hydrochlorique, etc., qu'il se transforme en soufre et en acide sulfureux. Il est composé de 100 de soufre et de 50 d'oxigène : par conséquent, de même que l'on peut regarder l'acide hypo-sulfurique comme un composé d'acide sulfureux et d'acide sulfurique, de même on peut considérer l'acide

hypo-sulfureux comme formé d'acide sulfureux et de soufre : il contiendrait 100 d'acide sulfureux et 50 de soufre, ou 1 de soufre et 2 d'acide sulfureux.

De l'Acide sélénique.

423 *ter.* L'acide sélénique, qui est le seul *oxacide* que le sélénium produit, n'existe point dans la nature; on peut l'obtenir en brûlant le sélénium dans le gaz oxigène, comme nous l'avons dit précédemment (103 *bis*). Mais il vaut beaucoup mieux se servir à cet effet d'acide nitrique, ou d'un mélange d'acide nitrique et d'acide hydro-chlorique : l'on prendra donc une partie de sélénium et 3 à 4 parties d'acide nitrique pur; on les introduira dans une cornue dont le col se rendra dans un récipient tubulé, puis on portera peu à peu le liquide à l'ébullition; à cette température, le sélénium décomposera rapidement l'acide nitrique, s'emparera d'une portion de son oxigène et s'acidifiera. Son *acidification* sera complète lorsqu'il sera entièrement dissous : alors, en versant la dissolution dans une capsule de porcelaine, et l'évaporant jusqu'à siccité, l'on obtiendra pour résidu une masse saline blanche, qui sera l'acide sélénique pur.

L'acide sélénique est sans odeur; sa saveur est très-acide; il rougit fortement le tournesol. Chauffé dans une cornue, il ne tarde point à se réduire, sans se fondre, en un gaz d'un jaune foncé qui se condense dans le col du vase sous forme d'aiguilles tétraédriques très-longues, ou en une masse dense, blanche, à demi fondue et à demi transparente, selon que le col est froid ou chaud. Une haute température n'en opère pas la décomposition. Il attire l'humidité de l'air, mais pas de manière à se résoudre en liqueur. Il est très-soluble dans l'eau froide, et soluble presqu'en toutes proportions dans l'eau bouillante. L'alcool est aussi

un très-bon dissolvant de l'acide sélénique. L'eau chaude qui en est saturée le laisse déposer en petits grains par un refroidissement rapide, et en prismes striés par un refroidissement lent. Les eaux-mères, par une évaporation spontanée, donnent ensuite des cristaux aciculaires rangés en étoiles.

Il est probable qu'à l'aide de la chaleur l'hydrogène, le bore, le carbone, le phosphore décomposeraient l'acide sélénique; telle serait sans doute aussi l'action des métaux des quatre premières sections sur cet acide à une température élevée. Ce qu'il y a de certain du moins, c'est qu'en le dissolvant dans l'eau, et ajoutant de l'acide hydro-chlorique à la dissolution, il suffit de plonger ensuite un morceau de zinc ou de fer dans celle-ci pour en précipiter peu à peu le sélénium en flocons rouges, bruns ou gris-noirâtres. Le sulfite d'ammoniaque produit aussi cet effet, et même beaucoup plus rapidement dans la dissolution; il le produirait également dans une dissolution quelconque qui contiendrait de l'acide sélénique et que l'on aurait rendue légèrement acide. Dans tous les cas, la désoxigénation de l'acide sélénique a lieu évidemment par l'acide sulfureux, qui passe sans doute à l'état d'acide sulfurique.

Composition. — L'acide sélénique est composé de 100 de sélénium et de 40,33 d'oxigène : du moins 1 gramme de sélénium est capable d'absorber 1,^{gramme},79 de chlore, et le chlorure qui en résulte décompose l'eau de manière à produire de l'acide hydro-chlorique et de l'acide sélénique. L'on peut donc arriver, d'après ces données, à la connaissance des proportions de l'acide sélénique, puisque c'est d'après de semblables considérations que nous avons vu que les chimistes avaient analysé l'acide phosphoreux (361).

Voyez d'ailleurs, pour plus de détails, le *Mémoire* de

M. Berzelius. (*Annales de Chimie et de Physique*, t. IX, pag. 177 et 225.)

Des Acides du chlore.

424. Quoique le chlore n'ait que peu d'affinité pour l'oxigène, ces deux corps se combinent en quatre proportions différentes; de là deux oxides et deux acides. Nous avons fait connaître les propriétés des oxides : occupons-nous maintenant de celles des acides. L'un d'eux est désigné par le nom d'*acide chlorique*, et l'autre par celui d'*acide chlorique oxigéné*.

De l'Acide chlorique.

Historique. — M. Berthollet, à qui la découverte des chlorates est due, avait bien observé que ces sels devaient contenir un acide particulier; mais il ne l'avait point séparé des bases auxquelles il est uni dans ces sortes de composés. C'est M. Gay-Lussac qui est parvenu le premier à l'isoler, et c'est de son Mémoire, imprimé dans les *Annales de Chimie*, tom. XCI, pag. 108, que nous tirerons presque tout ce que nous allons dire.

Etat naturel, *Préparation.*—L'acide chlorique n'existe ni libre ni combiné dans la nature. Il se forme toutes les fois qu'on met le chlore en contact avec une dissolution de potasse, ou de soude, ou de baryte, ou de strontiane, ou de chaux, etc. : l'eau est décomposée; son hydrogène et son oxigène s'unissent séparément au chlore, et de là des chlorates et des hydro-chlorates (958).

Pour l'obtenir, il faut dissoudre le chlorate de baryte dans l'eau, y verser peu à peu de l'acide sulfurique faible, jusqu'à ce que la liqueur ne soit plus troublée ni par cet acide ni par la baryte elle-même, filtrer cette liqueur et l'évaporer doucement, de manière à lui donner une consistance presqu'oléagineuse. Dans cette préparation, l'acide

sulfurique précipite la baryte du chlorate, et en sépare l'acide, qui s'unit à l'eau si intimement qu'il est impossible de le dessécher sans le décomposer. Les propriétés qu'il possède sont les suivantes.

Propriétés. — Il est toujours liquide, sans odeur, sans couleur; sa saveur est très-acide; lorsqu'on y plonge une bande de papier de tournesol, elle rougit d'abord, mais au bout de quelques jours toute la couleur disparaît, d'après l'observation de M. Vauquelin; son action sur la dissolution d'indigo dans l'acide sulfurique est nulle; la lumière ne l'altère pas; il peut être concentré par une douce chaleur, comme nous l'avons dit précédemment, sans qu'il change de nature ou qu'il se volatilise; il n'en serait point de même si la chaleur était plus forte; si, par exemple, l'on essayait de le distiller, une partie seulement serait vaporisée, l'autre serait transformée en chlore et en oxigène. Les acides hydro-chlorique, hydro-sulfurique et sulfureux en opèrent la décomposition à la température ordinaire, et donnent lieu, le premier, à de l'eau et à du chlore; le second, à de l'eau et à du soufre et du chlore; le troisième, à du chlore et de l'acide sulfurique. Il n'est point altéré par l'acide nitrique. Il s'unit avec les bases, et produit des sels remarquables sous beaucoup de rapports. Il ne trouble point la dissolution d'argent, que l'acide hydro-chlorique, le chlore et l'oxide de chlore précipitent toujours tout-à-coup; il ne précipite même aucune dissolution métallique.

Composition. — Lorsqu'on décompose par la chaleur, dans une petite cornue de verre, 100 parties de chlorate de potasse bien sec, il en résulte 38,88 d'oxigène et 61,12 de chlorure de potassium : or, ces 61,12 de chlorure sont formés de 32,196 de potassium et de 28,924 de chlore; mais 32,196 de potassium absorbent 6,576 d'oxigène pour passer à l'état de protoxide ou se convertir en potasse : il reste

donc 38,88 d'oxigène moins 6,576, c'est-à-dire, 32,304 pour l'acidification de 28,924 de chlore; par conséquent l'acide chlorique est composé en poids de 100 de chlore et de 111,68 d'oxigène; ou en volume, de 1 de chlore et de $2\frac{1}{2}$ d'oxigène. (Gay-Lussac, *Annales de Chimie*, tom. XCI, pag. 102.)

De l'Acide chlorique oxigéné.

Nous avons déjà eu l'occasion, en parlant du deutoxide de chlore, d'annoncer l'existence de cet acide, découvert, il y a quelques années, par M. le comte Frédéric Stadion.

Lorsqu'on veut le préparer, il faut d'abord se procurer du chlorate oxigéné de potasse. Pour cela, après avoir desséché et réduit en poudre fine une certaine quantité de chlorate de potasse, on verse celui-ci, par petites parties, sur un poids double d'acide sulfurique concentré; au bout de vingt-quatre heures de contact, pendant lesquelles le mélange doit être fréquemment remué, on achève la décomposition du sel par l'acide, en exposant le vase qui les contient à la chaleur du bain-marie, jusqu'à ce que la couleur jaune et l'odeur forte qui se manifestent dès le premier instant de la réaction aient disparu. Alors on délaye la matière dans l'eau et l'on jette le tout sur un filtre qu'on laisse bien égoutter, et qu'on lave de manière que le résidu salin qu'on obtient ne rougisse point le tournesol. Ce résidu, qui forme à-peu-près les 28 centièmes du chlorate employé, est le chlorate oxigéné pur dont la formation est extrêmement facile à concevoir, d'après ce qui a été dit (300 *bis*).

Le chlorate oxigéné de potasse étant préparé, on le mêle, dans une cornue de verre, avec la moitié de son poids d'acide sulfurique étendu d'un tiers d'eau, puis on chauffe la cornue et on en élève la température à 140° environ; l'eau distille la première, et bientôt après il ap-

paraît des vapeurs blanches qui se condensent dans le récipient en une liqueur qui n'est que le nouvel acide, plus un peu d'acide hydro-chlorique et d'acide sulfurique. Par une quantité convenable d'eau de baryte, on précipite l'acide sulfurique, et par l'addition d'une suffisante quantité d'oxide d'argent on absorbe tout l'acide hydro-chlorique, de sorte qu'en filtrant ensuite la nouvelle liqueur elle ne se trouve contenir que de l'acide chlorique oxigéné uni à l'eau. On parviendra à la concentrer le plus possible, sous le récipient de la machine pneumatique, par l'intermède de l'acide sulfurique; mais, quelque chose qu'on fasse, l'acide retiendra toujours une certaine quantité d'eau qui paraît essentielle à sa constitution (*a*).

L'acide chlorique oxigéné est sans odeur, sans couleur; il rougit la teinture du tournesol et ne la détruit point. La lumière n'en opère point la décomposition. Soumis à l'action d'une douce chaleur, il laisse dégager l'excès d'eau qu'il peut contenir. Ce n'est qu'à 140° qu'il commence à se volatiliser. Il n'est décomposé ni par l'acide hydro-chlorique, ni par les acides sulfureux et hydro-sulfurique, caractères qui le distinguent de l'acide chlorique; enfin il ne trouble point la dissolution de nitrate d'argent, et forme avec les bases des sels qui possèdent des propriétés particulières.

Composition. — Le chlorate oxigéné de potasse pouvant être décomposé par la chaleur et transformé en gaz

---

(*a*) Ce procédé est compliqué. Ne pourrait-on pas décomposer le chlorate oxigéné de potasse par l'acide fluorique silicé, traiter ensuite la liqueur par le carbonate de baryte, et décomposer le chlorate oxigéné de baryte par l'acide sulfurique? Comme l'expérience réussit très-bien avec le chlorate de potasse, il est probable qu'elle réussirait également avec le chlorate oxigéné. (*Voyez* le moyen de transformer le chlorate de potasse en chlorate de baryte par l'acide fluorique silicé (966), et de précipiter la baryte du chlorate de baryte (424).

oxigène et en chlorure de potassium, il s'ensuit que le mode d'analyse que nous avons suivi pour déterminer la proportion des principes constituans de l'acide chlorique (424) est applicable à la détermination de la proportion des principes de l'acide chlorique oxigéné. M. Stadion a trouvé ainsi que cet acide était formé de 1 volume de chlore et de 3 volumes et demi d'oxigène, ou de 100 parties de chlore et de 159,79 d'oxigène : les mêmes résultats ont été obtenus par M. Gay-Lussac (*Annales de Chimie et de Physique*, tom. VIII, p. 406, et tom. IX, p. 220.)

De l'Acide iodique.

424 *bis. Etat naturel, Historique, Préparation.* — L'acide iodique est toujours un produit de l'art; il n'existe ni libre ni combiné dans la nature. C'est à M. Gay-Lussac que l'on en doit la découverte (*Annales de Chimie*, t. XCI); mais c'est M. Davy qui est parvenu le premier à l'obtenir pur (*Annales de Chimie*, tom. XCVI). Le procédé qu'il emploie est fondé sur la propriété qu'a le gaz oxide de chlore de céder son oxigène à l'iode, à la température de l'atmosphère.

Pour l'exécuter, mettez du chlorate de potasse et de l'acide hydro-chlorique liquide dans un tube fermé par l'une de ses extrémités, comme il a été dit précédemment (pag. 613); adaptez à ce tube un autre tube plus petit et recourbé à angle droit, dans lequel vous placerez une certaine quantité d'hydro-chlorate de chaux en fragmens, et que vous ferez rendre dans un petit récipient contenant de l'iode. L'appareil étant ainsi disposé, chauffez doucement avec une lampe à esprit-de-vin le mélange de chlorate et d'acide hydro-chlorique, et n'appliquez le feu, pour éviter toute explosion, qu'à la partie inférieure du tube; le gaz oxide de chlore se dégagera promptement, cédera

son humidité à l'hydro-chlorate de chaux, et viendra se rendre dans le petit récipient, où se trouvera l'iode : l'iode et le chlore agiront à l'instant même l'un sur l'autre, et produiront tout à la fois de l'acide iodique et du chlorure d'iode, que l'on séparera facilement en les exposant à l'action d'une douce chaleur; car alors le chlorure se volatilisera, et l'acide iodique restera sous la forme d'un solide blanc et demi-transparent. L'oxide de chlore doit être évidemment en excès dans cette opération, et cette condition se trouve remplie, suivant M. Davy, en employant 1 partie d'iode, 2 parties $\frac{1}{2}$ de chlorate, et 10 d'un acide hydro-chlorique dont la densité est d'environ 1,105.

Propriétés. — L'acide iodique a une saveur très-aigre et astringente; il est sans odeur; il rougit d'abord la teinture du tournesol et la détruit ensuite; sa densité est plus grande que celle de l'acide sulfurique.

Soumis à une chaleur un peu inférieure à celle qui fait bouillir l'huile d'olive, il se fond, se décompose et se transforme en vapeur d'iode et en gaz oxigène.

Il attire légèrement l'humidité de l'air : aussi est-il très-soluble dans l'eau. Sa dissolution s'épaissit graduellement par l'évaporation, prend la consistance de sirop, devient pâteuse, et laisse pour résidu l'acide iodique sec et parfaitement pur.

Son action sur les corps combustibles est très-forte : en effet, chauffé avec le charbon, le soufre, le sucre, les résines, certains métaux très-divisés, il donne lieu à une détonnation subite.

Dissous dans l'eau, il attaque la plupart des métaux, même l'or et le platine.

Les sels qu'il est capable de former avec le plus grand nombre des bases salifiables ne sont que peu solubles à l'état neutre. Son affinité pour l'oxide de plomb et

l'oxide de mercure est telle qu'il les précipite tous deux de leur dissolution dans l'acide nitrique.

Les acides sulfureux, hydro-sulfurique, hydro-chlorique, hydriodique, liquides, le décomposent à l'instant en donnant lieu, savoir : l'acide sulfureux à de l'iode et de l'acide sulfurique ; l'acide hydro-sulfurique à de l'eau, du soufre et de l'iode ; l'acide hydro-chlorique à de l'eau et à du chlorure d'iode ; l'acide hydriodique à de l'eau et à de l'iode.

Presque tous les autres acides, au contraire, et particulièrement l'acide sulfurique, l'acide phosphorique, l'acide nitrique se combinent avec lui et produisent des composés cristallisables, qui, de même que les iodates, ne seront examinés que par la suite (638).

Composition. — Cent parties d'iodate de potasse bien sec donnent, lorsqu'on les décompose par la chaleur, 22,59 d'oxigène et 77,41 d'iodure de potassium : or, ces 77,41 d'iodure sont composés de 58,937 d'iode et de 18,473 de potassium; mais 18,473 de potassium absorbent 3,773 d'oxigène pour passer à l'état de protoxide ou se convertir en potasse ; il reste donc 22,59 d'oxigène moins 3,773, c'est-à-dire, 18,817 pour l'acidification des 58,937 d'iode. Par conséquent l'acide iodique est formé en poids de 100 d'iode et de 31,927 d'oxigène ; ou de 1 volume de vapeur d'iode et de 2 volumes $\frac{1}{2}$ d'oxigène. (Gay-Lussac, *Annales de Chimie,* tom. XCI, pag. 75.)

De l'Acide fluorique.

425. *Historique.* — L'acide fluorique, découvert par Schéele en 1771, a été obtenu, pour la première fois, pur ou combiné avec le moins d'eau possible, par MM. Gay-Lussac et Thenard. Leurs recherches, dont nous allons extraire presque tout ce que nous allons dire sur cet acide,

se trouvent consignées dans le deuxième volume de la *Société d'Arcueil.*

426. *Composition.* — Jusqu'ici l'acide fluorique n'a point été décomposé. Est-il formé d'un corps combustible qu'on pourrait appeler *fluor*, et d'oxigène ? ou n'est-ce pas un hydracide composé de *fluor* et d'hydrogène ? C'est une question qui n'est point encore résolue, malgré les nombreuses tentatives de MM. Davy, Gay-Lussac et Thenard. (*Ann. de Chimie*, t. LXIX et LXXXVIII.)

Ceux qui le regarderont comme un hydracide devront admettre qu'on l'obtient pur en traitant le fluate de chaux par l'acide sulfurique concentré, et que ce sel n'est que du fluorure de calcium. L'eau de l'acide sera décomposée ; son oxigène s'unira au calcium, et son hydrogène au *fluor*; l'hydracide se vaporisera, tandis que l'oxide de calcium restera uni à l'acide sulfurique. Ceux qui le regarderont comme un composé de fluor et d'oxigène regarderont en même temps le fluate de chaux comme un véritable sel formé d'oxide de calcium et d'acide fluorique, et seront forcés d'admettre que l'acide, tel que nous le connaissons, contient toujours une certaine quantité d'eau ; ils expliqueront la théorie de sa préparation comme nous le ferons plus bas.

Nous adopterons cette dernière opinion sans y attacher aucune importance, jusqu'à ce que de nouvelles expériences soient venues nous éclairer à ce sujet. D'ailleurs, il sera facile de se rendre compte de tous les phénomènes, dans l'autre manière de voir, en prenant pour guide ce que nous venons de dire, ou ce que nous dirons de l'acide hydro-chlorique.

427. L'acide fluorique est liquide et blanc ; il rougit très-fortement la teinture de tournesol ; son odeur est très-piquante et très-pénétrante ; sa saveur est insupportable ; c'est de tous les corps le plus corrosif ; il agit sur le tissu animal avec une énergie extrême ; à peine l'a-t-on appliqué sur la peau que déjà elle est désorganisée ; une forte

douleur se fait bientôt sentir ; les parties voisines du point touché deviennent blanches et douloureuses, et forment un ampoule épaisse qui se remplit de pus. Quand bien même la quantité d'acide serait très-petite et à peine visible, ces phénomènes auraient encore lieu : seulement ils ne seraient produits que dans l'espace de quelques heures.

On n'a point encore pu prendre la pesanteur spécifique de l'acide fluorique.

L'acide fluorique ne se congèle point par un froid de 40°. Il paraît qu'il bout à une basse température, probablement au-dessous de 30° : il se réduit ainsi en gaz qui redevient liquide par le refroidissement.

Il n'a aucune action sur le gaz oxigène. Lorsqu'on le met en contact avec l'air, il se vaporise, donne naissance à des fumées blanches très-épaisses, dues à la combinaison liquide qui se fait entre la vapeur acide et la vapeur aqueuse de l'air.

427 *bis. Acide fluorique et Combustibles simples non métalliques.* — Ces sortes de corps sont sans action sur l'acide fluorique, soit à froid, soit à chaud.

428. *Acide fluorique et Métaux.* — Lorsqu'on met le potassium ou le sodium en contact avec l'acide fluorique, il en résulte une vive effervescence due à de l'hydrogène réduit en gaz, beaucoup de chaleur, et du fluate de protoxide de potassium ou de sodium : résultat facile à concevoir, en observant que l'acide fluorique contient toujours une certaine quantité d'eau. Cette expérience ne doit être faite qu'en opérant peu à peu le contact de l'acide fluorique avec l'un de ces deux métaux ; car, sans cela, il y aurait une forte détonnation en raison de la grande quantité de gaz hydrogène et de calorique, qui se dégagerait subitement : c'est sur quoi les expériences suivantes ne laissent point de doute. On a mis dans une cornue de plomb le mélange de fluate de chaux et d'acide sulfurique propre à produire

l'acide fluorique; on a placé cette cornue dans un fourneau, et l'on en a fait rendre le col dans un tube de cuivre légèrement courbe, et entouré de glace, du moins dans sa partie moyenne. En chauffant la cornue, l'acide fluorique provenant du fluate de chaux décomposé est venu se condenser dans le tube. Alors on a introduit dans ce tube gros comme une noisette de potassium, au moyen d'un fil de fer courbé à angle droit. A peine le métal a-t-il été en contact avec l'acide, qu'une forte détonnation a eu lieu, et qu'une flamme et une fumée épaisse en forme de cône ont apparu à l'extrémité du tube. Mais lorsqu'au lieu de faire l'expérience de cette manière, on met d'abord le potassium dans le tube de cuivre, et qu'on fait rendre ensuite l'acide fluorique goutte à goutte dans ce tube, il n'y a point de détonnation; on peut recueillir le gaz hydrogène, au moyen d'un tube de verre, sous des cloches pleines d'eau, et l'on retrouve après l'expérience, dans le tube de cuivre même, une liqueur acide qui n'est que du fluate acide de potasse ou de soude.

429. Parmi les autres métaux, il n'y en a que trois qui aient été mis en contact avec l'acide fluorique, savoir : le zinc, le fer et le manganèse. Tous trois ont produit des fluates, en donnant lieu à un dégagement de gaz hydrogène et de calorique. Il n'est pas probable que les autres, si l'on en excepte ceux des première et deuxième sections, et peut-être l'étain et le cadmium, puissent être attaqués par l'acide fluorique, car il faudrait pour cela que l'eau fût décomposée, et tout nous porte à croire qu'elle ne le serait pas.

430. *Acide fluorique et Composés combustibles.* — Aucune expérience ne nous a encore appris quelle est l'action de l'acide fluorique sur ces sortes de corps.

430 *bis.* L'acide fluorique se combine avec l'eau en toutes proportions, et en produisant un grand dégage-

ment de chaleur. (*Voyez* les *Propriétés du Composé*, 673.)

431. Cet acide se combine aussi très-aisément avec la silice d'une part, et avec l'acide borique de l'autre : il en résulte deux nouveaux gaz acides que nous étudierons avec soin (639 et 999).

431 *bis. Etat.* — Jusqu'ici l'on n'a trouvé l'acide fluorique que combiné avec la chaux, l'alumine, l'oxide de cérium et l'yttria. (*Voyez* les *Fluates*, 983.) Il est probable qu'on ne le rencontrera jamais à l'état libre, à cause de la grande action qu'il exerce sur presque tous les corps.

432. *Préparation.* — L'acide fluorique s'obtient en traitant, à l'aide de la chaleur, le fluate de chaux (1005) par l'acide sulfurique concentré : celui-ci s'empare de la chaux, forme une combinaison solide et fixe, tandis que l'acide fluorique, uni à l'eau de l'acide sulfurique, se dégage sous forme de gaz, et se condense dans les récipiens. Cette opération ne peut se faire dans des vases de verre, parce que l'acide fluorique a la propriété de les attaquer (999); elle doit nécessairement être faite dans des vases en plomb. Ces vases consistent dans une cornue composée de deux pièces, *AB*, entrant à frottement l'une dans l'autre, pour pouvoir en retirer facilement le résidu après l'opération, et en un récipient *C* d'une forme particulière. (*Voyez* pl. 11, fig. 16.) On prend du fluate de chaux bien pur, et surtout exempt d'oxide de silicium ou de silice; on le pile, on le tamise, on le met dans la partie inférieure *A* de la cornue, et on le délaye dans deux fois son poids d'acide sulfurique concentré ou récemment porté à l'ébullition. Ensuite on adapte la partie supérieure *B* à la partie inférieure *A*; on place la cornue sur un fourneau; on en fait rendre le col dans le tube de plomb renflé vers sa partie moyenne, entouré de glace et terminé par une très-petite ouverture; on lute la jointure de la panse avec de la terre, et la jointure du col avec du lut gras; on chauffe peu à peu de manière à

ne pas faire fondre le plomb, et bientôt on entend une véritable ébullition due à l'acide fluorique qui passe dans le récipient, et qui s'y condense tout entier. L'opération est terminée quand, en retirant le col du récipient et le refroidissant, il ne se rassemble plus de liquide à son extrémité. Il faut opérer au moins sur 100 grammes de fluate de chaux pour avoir une quantité un peu remarquable d'acide fluorique. D'après ce que nous avons dit de son action sur les organes des animaux, l'on doit être convaincu qu'il faut prendre toute espèce de précautions pour ne point être atteint par sa vapeur en le préparant.

On ne peut conserver l'acide fluorique que dans des vases métalliques et à l'abri du contact de l'air, parce qu'il se vaporise facilement, et qu'il attaque tous les corps autres que les métaux : encore agit-il sur un grand nombre. Les vases qui doivent être préférés pour la conservation de l'acide fluorique sont ceux d'argent, dont le bouchon devra être rodé ou poli avec un très-grand soin : des vases de plomb le laisseraient échapper sous forme de vapeurs, car on ne pourrait les fermer qu'imparfaitement avec les bouchons métalliques qu'on y adapterait; ces sortes de vases ne conviennent que pour l'acide fluorique étendu d'eau.

432 *bis*. *Usages*. — On commence à employer l'acide fluorique dans les arts pour graver sur le verre. Pour cela, on fait fondre ensemble trois parties de cire et une partie de térébenthine, et l'on coule, sur le verre qu'on veut graver, une couche de ce mastic d'environ un demi-millimètre d'épaisseur. Lorsque cette couche est solidifiée et refroidie, on y grave avec un burin le dessin qu'on veut avoir, en faisant en sorte que les traits pénètrent jusqu'à la surface du verre; puis l'on remplit ces traits d'acide fluorique étendu de cinq à six fois son poids d'eau, ou on les expose à la vapeur de cet acide en mettant une partie de fluate de chaux et 2 parties d'acide sulfurique dans une boîte de plomb, que l'on

chauffe légèrement et que l'on recouvre avec la pièce à graver. Dans les deux cas, et surtout dans le dernier, l'acide ne tarde point à attaquer et dépolir le verre. Alors on enlève le mastic, et on achève les traits du dessin par les moyens ordinaires. Cette manière d'opérer offre deux grands avantages, une exécution plus prompte et plus parfaite. Quoique l'action de l'acide en vapeur soit plus rapide que celle de l'acide liquide, il est plus commode de se servir de celui-ci.

ARTICLE II.

Des Hydracides.

Nous entendons par *hydracides* des composés qui résultent de la combinaison de l'hydrogène avec un corps combustible simple, et qui ont tous les caractères que possèdent les acides. Nous ne connaissons encore que quatre hydracides, savoir : l'*hydrogène sulfuré* ou l'*acide hydro-sulfurique*, l'*hydrogène sélénié* ou l'*acide hydro-sélénique*, l'*hydrogène iodé* ou l'*acide hydriodique*, l'*hydrogène chloré* ou l'*acide hydro-chlorique*. Peut-être devrait-on mettre au rang de ceux-ci l'hydrogène telluré (194).

De l'Acide hydro-sulfurique ou Hydrogène sulfuré.

433. *Historique.* — Depuis que Schéele nous a fait connaître l'acide hydro-sulfurique ou l'hydrogène sulfuré, ce gaz est devenu l'objet d'un grand nombre de recherches, dues surtout à MM. Berthollet, Chaussier, Dupuytren, Davy, Gay-Lussac et Thenard. M. Berthollet en a fait une étude presque complète (*Annales de Chimie*, tom. xxv). MM. Chaussier, Dupuytren et Thenard ont examiné l'action délétère qu'il a sur l'économie animale (*Journal de Médecine* de M. Leroux, etc...). MM. Davy, Gay-Lussac

et Thenard se sont particulièrement occupés de son analyse et des phénomènes remarquables qu'il présente dans son contact avec le potassium et le sodium. (*Recherches physico-chimiques*, tom. I.)

434. *Propriétés.* — L'acide hydro-sulfurique est gazeux, sans couleur. Son odeur et sa saveur sont insupportables, et analogues à celle des œufs pourris. Sa pesanteur spécifique est de 1,1912. Il éteint subitement les corps en combustion, et il rougit faiblement la teinture de tournesol. C'est de tous les gaz le plus délétère : un verdier que l'on plonge dans un air qui en contient $\frac{1}{1500}$ de son volume périt sur-le-champ ; un chien de moyenne taille succombe dans un air qui en contient $\frac{1}{800}$; et un cheval finirait par mourir dans un air qui n'en contiendrait que $\frac{1}{250}$. (*Voyez* volume IV, art. *Respiration*)

435. Soumis, dans un tube de porcelaine, à l'action d'un feu de réverbère, le gaz hydro-sulfurique se décompose en partie ; une petite portion de soufre et d'hydrogène s'en sépare, le premier à l'état solide, et le deuxième à l'état de gaz : il est probable que si la chaleur était excessivement forte, la décomposition s'opérerait complètement. Il est probable aussi, d'après cela, qu'on parviendrait à l'opérer par une série d'étincelles électriques.

436. Le gaz hydro-sulfurique ne semble avoir aucune action sur le gaz oxigène à la température ordinaire ; il en exerce au contraire une très-grande sur lui à une température élevée : de là résultent un dégagement de calorique et de lumière, de l'eau, du gaz acide sulfureux, et une quantité sensible d'acide sulfurique. Remplissez de mercure un petit eudiomètre ; faites-y passer successivement 1 volume de gaz hydrogène sulfuré et 2 à 3 volumes de gaz oxigène ; excitez ensuite une étincelle électrique à travers le mélange, et vous obtiendrez tout-à-coup les produits que nous venons de nommer. Il se formerait de plus

un dépôt de soufre, si le volume de l'oxigène n'était que une fois un quart et même une fois et demie aussi grand que celui de l'hydrogène sulfuré. J'ai souvent répété cette expérience dans l'intention de déterminer d'une manière rigoureuse la proportion des principes constituans du gaz sulfureux; mais de quelque manière que je m'y sois pris, il s'est toujours formé un peu d'acide sulfurique, ce qui rend ce moyen d'analyse impraticable (*a*).

437. L'action du gaz hydro-sulfurique sur l'air atmosphérique est la même que sur le gaz oxigène : seulement elle est moins vive. Par conséquent, dans cette action, il se forme de l'eau, de l'acide sulfureux, et il y a dégagement de calorique et de lumière; mais il se dépose presque toujours un peu de soufre : il s'en dépose surtout une grande quantité lorsqu'au lieu de mêler intimement le gaz hydrogène sulfuré avec l'air, l'on fait brûler ce gaz couche par couche, en l'introduisant dans une éprouvette et y plongeant une bougie allumée, parce qu'alors l'oxigène de l'air est absorbé de préférence par l'hydrogène.

438. *Gaz hydro-sulfurique et Combustibles non métalliques.* Parmi les combustibles simples non métalliques, le chlore et l'iode sont les seuls corps qui puissent opérer la décomposition du gaz hydro-sulfurique, du moins à la température ordinaire. Ils l'opèrent tous deux en raison de leur grande affinité pour l'hydrogène. Le chlore possède surtout cette propriété à un degré bien remarquable : à peine le contact a-t-il lieu que l'action se manifeste. Que l'on remplisse d'eau une éprouvette; que l'on

(*a*) Supposons en effet qu'il ne se formât pas d'acide sulfurique, qu'un volume de gaz hydro-sulfurique exigeât 1 volume et demi de gaz oxigène pour sa combustion totale, le soufre de ce volume d'hydrogène sulfuré exigerait un volume d'oxigène pour passer à l'état de gaz sulfureux, car le gaz hydro-sulfurique contenant 1 volume d'hydrogène égal au sien, celui-ci absorbe nécessairement un demi-volume d'oxigène, etc.

y fasse passer ensuite la moitié de son volume de gaz hydro-sulfurique, et qu'on y introduise du chlore bulle à bulle, l'on verra du soufre se précipiter à l'instant sur les parois du vase, et les gaz disparaître. Voilà pourquoi, par une fumigation de chlore, l'on peut purifier tout-à-coup l'air d'une salle que du gaz hydro-sulfurique rendrait infecte.

Quoique l'iode agisse moins fortement sur le gaz hydro-sulfurique que le chlore, il le décompose facilement à la température ordinaire, surtout par l'intermède de l'eau. En effet, lorsqu'on met de l'iode en poudre dans l'eau et que l'on y fait passer un courant de gaz hydro-sulfurique, il en résulte de l'acide hydriodique qui se dissout, et du soufre qui se dépose. Ce procédé peut même être employé pour préparer l'acide hydriodique liquide.

439. *Acide hydro-sulfurique et Métaux.*— Le gaz hydro-sulfurique nous présente dans son contact avec le potassium et le sodium des phénomènes que nous devons considérer avec soin : à froid l'action est faible ; mais à chaud elle est très-forte ; aussitôt que le métal est fondu, il devient lumineux ; il se dégage du gaz hydrogène, et il se forme une combinaison de soufre, de gaz hydro-sulfurique et de potassium ou de sodium. La quantité de gaz hydrogène qui se dégage est constante ; elle est telle qu'en se combinant avec l'oxigène nécessaire pour faire passer le métal à l'état de protoxide, il en résulterait de l'eau. La quantité de soufre qui se combine avec le métal doit être aussi toujours constante, puisque ce soufre provient de celui qui était uni à l'hydrogène mis en liberté. Quant à la quantité de gaz hydro-sulfurique absorbé, elle est variable en raison de la quantité de gaz hydro-sulfurique qu'on emploie, et de la température à laquelle on opère. C'est ce que l'on va voir dans le tableau suivant (*a*).

(*a*) 123 parties du tube gradué dont on s'est servi pour mesurer les gaz

EXPÉR.	POTASSIUM employé.	GAZ hydro-sulfuriq. employé.	GAZ hydro-sulfuriq. absorbé.	HYDROGÈNE obtenu.
1re.	0gr.,0212.	204 parties.	65 parties.	79 parties.
2e.	*Idem.*	84	5	79
3e.	*Idem.*	120	24	79

EXPÉR.	SODIUM employé.	GAZ hydro-sulfuriq. employé.	GAZ hydro-sulfuriq. absorbé.	GAZ HYDROG. obtenu.
1re.	0gr.,0238.	234 parties.	52 parties.	146 parties.
2e.	*Idem.*	214	35	146

Toutes les expériences rapportées dans ce tableau ont été faites sur le mercure dans une cloche courbe ; on a rempli cette cloche de mercure ; ensuite on y a fait passer le gaz hydro-sulfurique au moyen d'un petit entonnoir ; puis, après avoir porté le métal à l'extrémité d'une tige de fer dans la partie courbe de la cloche, on l'a chauffé avec la lampe à esprit-de-vin pendant trois à quatre minutes ; on a mesuré le gaz restant, et on l'a mis en contact avec une petite quantité d'une dissolution de potasse (hydrate de protoxide de potassium) ; par ce moyen, on a absorbé tout le

étaient égales à un centilitre. On s'est procuré les petites quantités de potassium et de sodium dont il est question dans le tableau, en creusant une petite cavité dans un disque de laiton, y mettant plus de métal qu'elle n'en pouvait contenir, et enlevant l'excès au moyen d'un autre disque aussi de laiton coupé de biais dans son épaisseur et vers l'un de ses bords, de manière à présenter une arête très-vive et faisant couteau. La quantité de potassium se concluait de celle d'hydrogène que le métal pouvait dégager avec l'eau (518).

gaz hydro-sulfurique qui ne s'était point combiné avec le potassium et le sodium, et l'on a obtenu le gaz hydrogène pur. Or, comme celui-ci représente un volume égal au sien de gaz hydro-sulfurique, il a été facile d'en conclure la quantité de gaz hydro-sulfurique absorbé sans être décomposé.

La plupart des autres métaux agissent aussi sur le gaz hydro-sulfurique, à l'aide de la chaleur; mais ils le décomposent sans en absorber aucune portion; ils s'emparent du soufre et dégagent l'hydrogène. C'est même en traitant le gaz hydro-sulfurique par l'étain qu'on parvient facilement à démontrer que le gaz hydro-sulfurique contient un volume d'hydrogène égal au sien.

440. *Gaz hydro-sulfurique et Eau.* — L'eau, à 11° et sous la pression de 76 centimètres, dissout près de trois fois son volume de gaz hydro-sulfurique. Elle contracte ainsi l'odeur et la saveur de ce gaz, et constitue l'acide hydro-sulfurique liquide dont nous étudierons les propriétés (676).

441. *Gaz hydro-sulfurique et Acides.* — Plusieurs acides, par l'oxigène qu'ils contiennent, peuvent s'emparer, à la température ordinaire, de l'hydrogène du gaz hydro-sulfurique; savoir : les acides iodique, chlorique, nitrique, nitreux, sulfureux, sulfurique. Les deux premiers exercent leur action instantanément; l'acide nitreux est également dans ce cas; il en est aussi de même de l'acide sulfureux par l'intermède d'une certaine quantité d'eau, car les gaz sulfureux et hydro-sulfurique secs ne se décomposent qu'au bout d'un certain temps (399), et ces mêmes acides cessent de se décomposer, comme l'a observé M. Berthollet, lorsqu'ils sont dissous dans une grande quantité d'eau; l'acide nitrique n'agit bien sur l'acide hydro-sulfurique, du moins à la température ordinaire, qu'autant qu'il est concentré. Quant à l'acide sulfurique, son action,

d'après M. Vogel, ne s'exerce bien non plus qu'autant qu'il est dans un grand état de concentration, et que dans un espace de temps assez considérable : dans tous les cas, l'hydrogène du gaz hydro-sulfurique se combine avec l'oxigène de l'autre acide, et le radical de celui-ci devient libre ainsi que le soufre du premier.

442. *Etat naturel.* — L'acide hydro-sulfurique se trouve en petite quantité dans les eaux minérales sulfureuses, telles que celles de Barrège, d'Aix-la-Chapelle, de Plombières, etc.; elles en reçoivent les propriétés qui les font rechercher; il se forme constamment à la suite des mauvaises digestions, et par-tout enfin où le soufre très-divisé est en contact avec l'hydrogène à l'état de gaz naissant : aussi existe-t-il dans les œufs pourris, le rencontre-t-on dans la vase des marais, dans celle des canaux où séjourne l'eau de la mer, fait-il partie des déjections animales. C'est même la présence de ce gaz dans les fosses d'aisance qui en rend la vidange si souvent dangereuse.

443. *Préparation.* — Le gaz hydro-sulfurique se prépare en traitant, à l'aide de la chaleur, le sulfure d'antimoine par une solution de gaz acide hydro-chlorique dans l'eau. Après avoir réduit le sulfure d'antimoine en poudre, on le verse dans un petit matras avec cinq à six fois son poids d'acide hydro-chlorique concentré; on adapte au col du matras, par le moyen d'un bouchon, deux tubes dont l'un à boule, propre à verser l'acide (pl. VI, fig. 2), et l'autre propre à recueillir le gaz; on place le matras sur un fourneau, et on le chauffe légèrement : bientôt le gaz hydro-sulfurique se dégage; on le recueille en engageant l'extrémité du dernier tube sous des flacons pleins d'eau ou de mercure, et on reconnaît qu'il est pur par la propriété qu'il a de se dissoudre complètement dans l'eau (*a*). Lors-

(*a*) Ce gaz étant très-dangereux à respirer, il faut avoir soin de tenir

que l'action se ralentit, on ajoute de nouvel acide par le tube à boule, qu'on surmonte d'un petit entonnoir. D'ailleurs, la théorie de ce qui se passe dans cette opération est très-simple : il se forme, outre le gaz hydro-sulfurique, de l'hydro-chlorate de protoxide d'antimoine : par conséquent l'eau est décomposée; son hydrogène se combine avec le soufre du sulfure, tandis que son oxigène se combine avec l'antimoine de ce sulfure et l'acide hydro-chlorique.

444. *Composition.* — C'est en chauffant le gaz hydro-sulfurique avec l'étain qu'on parvient facilement à déterminer la proportion de ses principes constituans. L'expérience se fait dans une petite cloche courbe : après l'avoir remplie de mercure, on y introduit un volume déterminé de gaz; puis, au moyen d'une tige, on porte un fragment d'étain jusque dans la partie courbe de cette cloche; l'on chauffe l'étain avec la lampe, et on l'entretient fondu pendant vingt-cinq à trente minutes; alors on laisse refroidir l'appareil, et mesurant le gaz, l'on voit que son volume n'a pas changé : il n'en est pas de même de sa nature, car il se trouve converti tout entier en gaz hydrogène. Le gaz hydro-sulfurique contient donc un volume d'hydrogène égal au sien : or, comme sa densité est de 1,1912, et que celle de l'hydrogène est de 0,0688, il s'ensuit qu'il est composé, en poids, de 100 de soufre et de 6,13 d'hydrogène.

Usages. En médecine l'acide hydro-sulfurique s'administre sous forme de bains, témoins les eaux minérales sulfureuses : d'ailleurs il n'est employé que dans les laboratoires, comme réactif : on s'en sert particulièrement, en dissolution dans l'eau, pour reconnaître la présence des oxides métalliques, et les séparer les uns des autres.

---

auprès de l'appareil des flacons d'où se dégage sans cesse une petite quantité de chlore : ce gaz le détruit à l'instant (438).

De l'Acide hydro-sélénique ou de l'hydrogène sélénié.

445. Le meilleur procédé que l'on puisse employer pour se procurer l'hydrogène sélénié, d'après M. Berzelius, consiste à traiter le séléniure de fer par l'acide hydrochlorique liquide. (*Ann. de Chimie et de Physique*, t. IX, p. 243.) L'opération doit être faite absolument comme celle qui a pour objet la préparation de l'hydrogène sulfuré : seulement, comme le gaz hydrogène sélénié est plus soluble dans l'eau que l'hydrogène sulfuré, il faut le recueillir sur le mercure. Nous avons exposé la théorie de ce qui se passe dans cette opération, en traitant du séléniure de fer ; il est donc inutile d'y revenir. Contentons-nous d'observer que la production du gaz hydrogène sélénié, étant accompagnée de celle d'un autre gaz (*Voy.* précédemment, page 469), il serait nécessaire de se servir d'un autre séléniure si l'on voulait avoir du gaz sélénié bien pur. Le séléniure de potassium, par exemple, serait, sans doute, très-convenable.

Le gaz hydrogène sélénié est sans couleur. Il rougit le tournesol. Sa densité n'a point été déterminée par expérience. Son odeur ressemble d'abord à celle du gaz hydrogène sulfuré ; mais bientôt la sensation change ; il en succède une autre qui est tout à la fois piquante, astringente et douloureuse ; les yeux deviennent presque tout de suite rouges et enflammés, et l'odorat disparaît entièrement. Une bulle de la grosseur d'un petit pois suffit pour produire ces effets : du moins, c'est ce que M. Berzelius a éprouvé sur lui-même, à tel point qu'il pouvait mettre impunément sous son nez de l'ammoniaque très-concentrée, et qu'il n'a commencé à recouvrer la faculté de sentir qu'au bout de cinq à six heures. Un rhume très-fort se déclara en même temps et le fit souffrir pendant quinze jours. M. Berzelius rapporte en outre, qu'ayant été dans le

cas, quelque temps après qu'il fut guéri, de respirer une nouvelle quantité de gaz sélénié toujours extrêmement petite, il éprouva les mêmes effets, à la vérité d'une manière beaucoup moins marquée, parce que le gaz était mêlé d'air (*a*); mais qu'il fut attaqué, au bout d'une demi-heure, d'une toux sèche et très-pénible, qui persista long-temps, qui fut accompagnée enfin d'une expectoration dont le goût était entièrement analogue à celui des vapeurs d'une solution bouillante de sublimé corrosif, et dont il ne se débarrassa que par l'usage d'un vésicatoire sur la poitrine. De là M. Berzelius conclut que de tous les corps inorganiques, l'hydrogène sélénié doit être celui dont l'action sur l'économie animale est la plus forte.

L'eau dissout le gaz hydrogène sélénié; mais on ne sait point dans quelles proportions. Cependant il paraît qu'elle en absorbe beaucoup plus que de gaz hydrogène sulfuré : aussi n'a-t-elle qu'une faible odeur, dans le cas où elle n'en contient que la moitié de son volume. La solution a une saveur hépatique, rougit le tournesol et donne à la peau une couleur brune qu'on ne peut enlever par de simples lotions. Elle est incolore lorsque l'eau dont on se sert pour dissoudre le gaz est bien purgée d'air. Mais lorsque l'eau est aérée, ou lorsque la solution est exposée au contact de l'air, l'hydrogène sélénié se décompose peu à peu; il absorbe l'oxigène, et laisse déposer le sélénium. Voilà pourquoi la solution, d'incolore, commence par devenir rougeâtre dans les couches supérieures.

L'acide nitrique, versé en petite quantité dans une solution d'hydrogène sélénié, n'altère en aucune manière celui-ci.

Enfin cette solution trouble presque toutes les disso-

(*a*) Il provenait d'un appareil qui fermait mal, et qui laissait dégager de temps à autre des bulles de la grosseur d'une tête d'épingle.

lutions salines des quatre dernières sections. Les précipités sont, en général, noirs ou bruns, et prennent un brillant métallique en les frottant avec une hématite polie. Quelques-uns seulement font exception : ce sont ceux de zinc, de manganèse, de cérium ; ils ont une couleur de chair : ceux-ci paraissent être des hydro-séléniures d'oxides, tandis que les autres, pour la plupart, ne sont que des séléniures métalliques. Par conséquent, l'hydrogène sélénié décompose presque toujours les oxides métalliques des quatre dernières sections, même unis aux acides les plus puissans. Nous reviendrons sur ce phénomène par la suite (719 et 720). (*Voyez*, pour plus de détails, le mémoire précédemment cité.)

De l'Acide hydriodique.

446. C'est M. Gay-Lussac qui, le premier, nous a fait connaître la nature de l'acide hydriodique, et c'est à lui aussi que nous devons la connaissance de presque toutes ses propriétés.

C'est un gaz sans couleur, très-sapide, d'une odeur très-piquante, qui rougit fortement la teinture de tournesol, qui éteint subitement les corps en combustion, qui répand des vapeurs blanches dans l'air, et dont la densité est de 4,4288.

447. Une chaleur rouge décompose en partie le gaz hydriodique : elle le décompose complètement lorsqu'il est mêlé à l'oxigène ; il se forme alors de l'eau, et l'iode devient libre.

448. Mis en contact avec le chlore, il cède son hydrogène à ce gaz, qui passe à l'état d'acide hydro-chlorique, et à l'instant même apparaissent de belles vapeurs violettes qui se précipitent peu à peu.

449. Le potassium, le sodium, le zinc, le fer, le mercure et beaucoup d'autres métaux, en opèrent également la dé-

composition, même à la température ordinaire; l'iode s'unit à ces métaux, et l'hydrogène se dégage. Il est à remarquer qu'un volume de ce gaz donne toujours un demi-volume d'hydrogène.

450. L'eau l'absorbe rapidement : aussi est-elle capable d'en dissoudre une grande quantité, et avons-nous vu précédemment qu'il répand des fumées blanches dans l'air, comme le gaz hydro-chlorique, en s'emparant de la vapeur aqueuse qu'il y rencontre.

451. Les acides hydro-chlorique, hydro-sulfurique, sulfureux, ne l'altèrent pas; mais les acides sulfurique et nitrique concentrés s'emparent de son hydrogène par une partie de leur oxigène, et de là résultent un dépôt d'iode, de l'eau, du gaz sulfureux ou du deutoxide d'azote. Les dissolutions de fer très-oxidé en précipitent également l'iode. Il forme dans l'acétate de plomb un beau précipité orangé, dans la dissolution de mercure peroxidé un précipité rouge, et dans la dissolution d'argent un précipité blanc, insoluble dans l'ammoniaque : ces précipités sont de véritables iodures.

Lorsque l'on fait passer du gaz hydrogène proto-phosphoré ou du gaz hydrogène per-phosphoré dans une éprouvette pleine de mercure, et qu'on y introduit ensuite du gaz hydriodique, ces gaz se combinent à l'instant même, et donnent lieu à des cristaux blancs qui paraissent être de forme cubique. La combinaison du gaz hydriodique avec le gaz hydrogène phosphoré a été observée pour la première fois par M. Dulong (*Mémoires d'Arcueil*, t. III, p. 450), et examinée depuis par M. Houton-Labillardière. (*Journal de Pharmacie*, t. III, p. 454.)

L'*hydriodate d'hydrogène proto-phosphoré* cristallise en cubes, se volatilise à une douce chaleur sans se fondre ni se décomposer. L'eau, l'alcool, les acides par l'eau qu'ils contiennent, la plupart des bases par leur affinité pour

l'acide hydriodique, en dégagent avec effervescence l'hydrogène proto-phosphoré. Si donc on met l'hydriodate en contact avec le gaz ammoniac, il y aura tout-à-coup dégagement d'hydrogène proto-phosphoré comme avec la potasse, la soude, etc.; mais de plus, l'on verra que le volume de l'hydrogène proto-phosphoré dégagé sera absolument égal à celui du gaz ammoniac absorbé. Enfin le mercure, l'oxigène, l'air, les gaz carbonique, hydrosulfurique, hydro-chlorique ne l'altèrent qu'autant qu'ils sont humides.

L'hydriodate d'hydrogène per-phosphoré présente à-peu-près les mêmes propriétés que le précédent. Toutefois il est facile de le distinguer, parce que l'eau en dégage de l'hydrogène proto-phosphoré avec précipitation de phosphore, que le gaz ammoniac n'en sépare que la moitié de son volume d'hydrogène proto-phosphoré en produisant un dépôt de phosphore comme l'eau.

La proportion de leurs principes constituans se déduit aisément des phénomènes qu'il nous présente avec le gaz ammoniac. Puisque de l'hydriodate d'hydrogène proto-phosphoré, décomposé par le gaz ammoniac, il se dégage autant d'hydrogène proto-phosphoré qu'il y a d'ammoniaque absorbée, il faut que cet hydriodate soit formé de parties égales de ces gaz en volume : car l'on sait que le gaz hydriodique absorbe un volume d'ammoniaque égal au sien; et puisque de l'hydriodate d'hydrogène per-phosphoré, le gaz ammoniac absorbé ne dégage que la moitié de son volume de gaz hydrogène proto-phosphoré, il faut que cet hydriodate résulte de la combinaison de 2 volumes de gaz hydriodique et de 1 volume d'hydrogène per-phosphoré, si l'on admet, avec divers chimistes, que celui-ci n'éprouve ni condensation, ni raréfaction en passant à l'état d'hydrogène proto-phosphoré; mais si l'on reconnaissait, avec M. Thomson, que le gaz hydrogène proto-phosphoré

est composé de 1 volume d'hydrogène per-phosphoré et de 1 volume d'hydrogène, condensés en un seul, il en résulterait que l'hydriodate d'hydrogène per-phosphoré serait formé, comme celui d'hydrogène proto-phosphoré, de parties égales en volume des deux gaz. M. Labillardière, d'après diverses expériences qui lui sont propres, a adopté les premières proportions.

452. L'acide hydriodique n'a encore été trouvé que dans les *fucus* et dans les éponges : il y est en combinaison avec la potasse. (106, et *Ann. de Chim. et de Phys.*, XII, 298.)

453. Le meilleur procédé que l'on connaisse pour le préparer consiste à introduire dans une toute petite cornue de verre, du phosphure d'iode fait avec 8 parties d'iode et une de phosphore, à l'humecter légèrement, et à chauffer peu à peu ce mélange : l'eau est décomposée, son oxigène se porte sur le phosphore, et son hydrogène sur l'iode; il en résulte de l'acide phosphoreux fixe, et un grand dégagement de gaz hydriodique que l'on recueille par le moyen d'un tube dans un flacon long, étroit et plein d'air, en s'y prenant de la même manière que pour obtenir le chlore sec. (*Voyez* pag. 205 de ce volume.) Il faut bien se garder de le recueillir sur le mercure, puisque celui-ci le décompose; il faut aussi avoir la précaution d'employer un phosphure d'iode qui ne contienne pas plus d'un neuvième de son poids de phosphore, car sans cela il se produirait un peu d'hydrogène phosphoré.

On peut encore, au lieu d'une cornue, prendre un tube d'un centimètre de diamètre environ, fermé à la lampe par une de ses extrémités; y introduire le phosphure d'iode ou l'iode et le phosphore, en les superposant et les entremêlant de petites couches de verre pulvérisé grossièrement et humecté, et recueillir le gaz comme nous venons de dire. Ce mode d'opération est même plus facile que le précédent,

parce que les vases contiennent moins d'air atmosphérique, et que le dégagement du gaz peut être modéré à volonté.

454. Le gaz hydriodique contenant la moitié de son volume de gaz hydrogène, et sa densité étant de 4,4288, il est évident qu'il doit être composé de 100 d'iode et de 0,783 d'hydrogène; par conséquent, si l'on représente avec M. Gay-Lussac la densité de la vapeur de l'iode par 8,6195, l'on trouvera qu'un volume de cet acide devra contenir un demi-volume de vapeur d'iode, et un demi-volume de gaz hydrogène. (Gay-Lussac, *Ann. de Chim.*, t. XCI.)

De l'Acide hydro-chlorique.

455. L'acide hydro-chlorique, connu successivement sous les noms d'*esprit de sel*, d'*acide marin*, d'*acide muriatique*, paraît avoir été obtenu d'abord par Glauber. Soumis ensuite à diverses épreuves par plusieurs chimistes, il fut examiné, dans ces derniers temps, par M. Henry (*Elémens de Chimie*, tom. I), M. Berthollet (*Mém. d'Arcueil*, tom. II), MM. Gay-Lussac et Thenard (*Recherches physico-chimiques*, tom. II), par M. Davy (*Elém. de Chimie philos.*, tom. I), et par M. Berzelius (*Ann. de Chim.*). Leurs recherches ont eu pour objet surtout d'en déterminer la nature.

456. *Propriétés.* — L'acide hydro-chlorique est un gaz incolore, produisant des fumées blanches dans l'atmosphère, rougissant fortement la teinture de tournesol, éteignant les corps en combustion, dont la pesanteur spécifique est de 1,247, et dont l'odeur est si forte et si piquante qu'on ne saurait le respirer sans danger, même en petite quantité.

457. Un froid de 50° le condense sans le faire changer d'état. Exposé dans un tube de porcelaine à la plus forte chaleur, il n'éprouve point d'altération; il en est de même

lorsqu'on le met en contact, à une température quelconque, avec l'oxigène ou l'air; il n'agit sur ces gaz qu'en s'emparant de la vapeur d'eau qu'ils peuvent contenir, et en formant avec elle, à la température ordinaire, un liquide qui apparaît sous forme de fumées épaisses.

457 *bis*. Lorsqu'on fait passer un courant d'étincelles électriques par des conducteurs en platine ou en or, à travers le gaz hydro-chlorique, une portion de ce gaz se décompose et se transforme en gaz hydrogène et en chlore; et, cependant, lorsqu'on fait passer un étincelle électrique à travers un mélange de parties égales de chlore et d'hydrogène, ce mélange s'enflamme tout-à-coup : il ne s'enflammerait point évidemment, s'il contenait une certaine quantité de gaz acide hydro-chlorique. (Henry.)

458. *Acide hydro-chlorique* et *Combustibles simples non métalliques*. — L'acide hydro-chlorique n'a aucune action, soit à froid, soit à chaud, sur ces différens corps. Nous ne citerons pour exemple que le carbone. Après avoir introduit du sel marin dans une cornue de verre tubulée, vous la placerez sur la grille d'un fourneau; à sa tubulure vous adapterez un tube en *S*, et à son col un tube droit qui se rendra dans un tube de porcelaine : celui-ci, dont le milieu devra être rempli de charbon fortement calciné, traversera un fourneau à réverbère, et se terminera par un autre tube propre à recueillir le gaz. Par le tube en *S* vous verserez peu à peu de l'acide sulfurique concentré dans la cornue pour produire l'acide hydro-chlorique, et vous porterez aussi peu à peu le tube de porcelaine jusqu'au rouge : vous obtiendrez d'abord un mélange de gaz hydro-chlorique et de gaz inflammable; mais celui-ci, dû sans doute, soit au charbon, soit à l'eau des bouchons et des luts, ira sans cesse en diminuant, de manière qu'au bout d'une heure il s'en formera à peine.

459. *Acide hydro-chlorique* et *Métaux*. — Lorsqu'on

met le potassium, le sodium, le manganèse, le zinc, le fer et l'étain en contact avec l'acide hydro-chlorique, il en résulte constamment un chlorure métallique, et un dégagement de gaz hydrogène égal en volume à la moitié du gaz hydro-chlorique qui est absorbé. Il est probable que le barium, le strontium, le calcium, le lithium et les métaux de la première section se comporteraient de la même manière avec cet acide; mais il paraît que les métaux des trois dernières sections n'ont aucune action sur lui. Tous ces phénomènes s'expliquent facilement, en observant, 1°. que l'acide hydro-chlorique résulte de parties égales de chlore et de gaz hydrogène, et qu'il occupe le même volume que ces deux gaz ensemble (463); 2°. que le chlore est entièrement absorbé par les métaux; 3°. que l'affinité de l'hydrogène pour le chlore est très-grande, et que, par conséquent, elle peut être telle que l'acide hydro-chlorique n'attaque que les métaux les plus oxidables, qui sont aussi ceux sur lesquels le chlore a le plus d'action. Remplissez de mercure une petite cloche de verre courbe; ensuite faites-y passer un excès de gaz acide hydro-chlorique, et portez jusque dans la partie courbe de cette cloche, avec une tige de fer ou une pince à cuiller (pl. XII, fig. 6.), une certaine quantité de métal en fragmens s'il est fusible, et en poudre s'il est difficile à fondre; chauffez le métal avec la lampe à esprit-de-vin, et bientôt la réaction aura lieu : à froid même elle commencera à se manifester, surtout avec le potassium et le sodium : aussi ces deux métaux s'enflammeront-ils aussitôt que la température sera assez élevée pour les fondre, tandis que le fer, le zinc, le manganèse et l'étain ne donneront lieu qu'à un dégagement de calorique. Dans tous les cas, vous retrouverez après l'expérience l'excès de gaz hydro-chlorique et le gaz hydrogène mêlés ensemble dans la cloche; vous en déterminerez la quantité en les mesurant dans un tube gradué sur le mercure, et faisant

passer dans ce tube un peu d'eau, qui absorbera l'acide et ne dissoudra point l'hydrogène.

460. *Acide hydro-chlorique* et *Composés combustibles mixtes et Alliages.* — Aucune expérience n'a été faite pour connaître l'action du gaz hydro-chlorique sur ces divers corps ; mais l'on peut présumer qu'il en aurait une très-grande sur l'hydrure de potassium, et qu'il en résulterait du gaz hydrogène et du proto-chlorure métallique ; qu'il en aurait aussi une très-forte sur les phosphures, sur les sulfures, sur les séléniures de potassium et de sodium, et peut-être sur quelques autres combustibles mixtes, et qu'il se formerait des proto-chlorures et des gaz hydrogène phosphoré, sulfuré et sélénié ; qu'il attaquerait tous les alliages de potassium et de sodium, et ceux qui contiendraient beaucoup de fer, de zinc, de manganèse et d'étain, etc.

461. *Acide hydro-chlorique* et *Eau.* — L'eau a tant d'affinité pour le gaz hydro-chlorique que, à la température de 20° et sous la pression de 76 centimètres, elle en dissout quatre cent soixante-quatre fois son volume : aussi l'eau dans laquelle on débouche un flacon plein de cet acide s'y élance-t-elle comme dans le vide. (*Voyez* les propriétés de l'acide hydro-chlorique liquide, 674.)

Mêlé avec l'acide nitrique, il constitue l'*eau régale* ou l'*acide hydro-chloro-nitrique*, dont les propriétés ne seront étudiées que par la suite (635).

Mis en contact avec l'oxide de chlore, l'acide chlorique, l'acide iodique, il les décompose à l'instant même, comme nous l'avons dit en parlant de ces corps. (300, 424 et 424 *bis*.)

461 *bis*. *Etat* — L'acide hydro-chlorique ne se trouve presque jamais que combiné avec les oxides métalliques, et particulièrement avec le protoxide de sodium. (Voy. *Hydro-chlorates*, 1020.) On le rencontre très-rarement uni à l'eau ; il n'existe tout au plus sous cet état que dans le voisinage des

volcans en activité, et encore son existence n'est-elle que momentanée : sans doute qu'il provient alors de quelques hydro-chlorates décomposés par les feux volcaniques.

462. *Préparation.* — Le gaz acide hydro-chlorique s'obtient en traitant, à l'aide de la chaleur, le sel marin ou le proto-chlorure de sodium par l'acide sulfurique : il en résulte, outre le gaz hydro-chlorique, du sulfate de protoxide de sodium solide et fixe ; d'où il suit que l'eau de l'acide sulfurique se décompose, et que, tandis que son hydrogène acidifie le chlore, son oxigène oxide le sodium. On prend une partie de sel marin et une partie d'acide sulfurique du commerce ; on introduit le sel dans une fiole de verre ou un matras, dont la capacité est une fois plus grande que le volume du mélange; on adapte au col du vase un bouchon percé de deux trous, dont l'un reçoit un tube recourbé propre à recueillir les gaz, et l'autre un tube à trois branches parallèles ; on place le vase sur un fourneau, et l'on fait plonger le tube recourbé dans un bain de mercure : alors on verse l'acide peu à peu par le tube à trois branches. Le gaz commence à se dégager tout de suite, même à la température ordinaire ; mais on ne le recueille que lorsqu'il est pur, c'est-à-dire, lorsqu'en le mettant en contact avec l'eau, il s'y dissout complètement et instantanément : il doit toujours être reçu dans des flacons pleins de mercure. D'ailleurs, on ne fait du feu sous le matras que quand le dégagement se ralentit ; on en fait fort peu d'abord ; on l'augmente successivement.

Il arrive quelquefois qu'au moment où l'acide sulfurique est introduit dans le vase, il se forme une écume considérable, et même qu'une partie du sel est soulevée ; il faut éviter cet inconvénient, et l'on y parvient en versant l'acide en plusieurs fois.

De 40 grammes de sel on retire facilement plusieurs litres de gaz acide hydro-chlorique.

463. *Composition.* L'acide hydro-chlorique est évidemment composé de parties égales en volume d'hydrogène et de chlore dans l'état de condensation où ces deux gaz se trouvent naturellement, puisqu'en combinant un volume d'hydrogène et un volume de chlore, il en résulte deux volumes de gaz hydro-chlorique (105) : aussi la densité de cet acide est égale à la moitié de la somme de celles du chlore et de l'hydrogène, c'est-à-dire à 1,2474.

Usages. — L'acide hydro-chlorique est employé pour faire en grand l'hydro-chlorate d'étain. Mêlé à l'acide nitrique, il constitue l'*eau régale* avec laquelle on dissout l'or et le platine. L'on commence à s'en servir pour préparer le chlore dans les fabriques. C'est l'un des réactifs dont les chimistes font le plus souvent usage.

FIN DU PREMIER VOLUME.